14

Electroquímica

Teoría y Práctica

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo P.

FONDO EDITORIAL KRODO

E&M

14

Electroquímica

Teoría y Práctica

QUÍMICA

¡Full CEPRES!
+ EXAMENES DE ADMISION

César Urquizo P.

FONDO EDITORIAL KRODO

E&M

PRESENTACIÓN

El **Fondo Editorial RODO** es un grupo educativo con formado por profesionales de experiencia que por muchos años vienen participando en el análisis y producción de textos acordes con las necesidades del sistema educativo. Conocedores de la realidad de nuestro educando que día a día nos muestra la interacción con ellos en las aulas de clase y poniendo de manifiesto nuestro compromiso como educadores hemos asumido el reto de contribuir a elevar el nivel académico de manera integral.

Continuando con la elaboración de nuestra colección con miras al ciclo académico 2016, en está oportunidad presentamos el texto teórico - práctico denominado **TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA,** desarrollado con la gran experiencia de nuestro grupo humano. Caracterizándolo así por el rigor y la exigencia académica , ya que abarca los temas y preguntas solicitadas según la currícula de los centros preuniversitarios de las universidades más importantes del país relacionados con el curso.

Esta obra es la continuación de nuestra serie de publicaciones, caracterizada por la calidad e innovación constatada en los miles de ingresantes que han tenido como apoyo nuestras colecciones, esperando los comentarios y sugerencias las cuales sabremos aceptar

La presente serie de boletines consta de una sección teórica, donde se muestra toda la teoría referente al capítulo o capítulos mostrados en el boletín, luego se determina una sección de 100 problemas resueltos por los autores clasificados por nivel de exigencia de menor a mayor dificultad, explicados de manera clara y sencilla que servirá tanto para alumnos que recién empiezan su camino a la universidad, como alumnos de nivel avanzado, dándole nuevas alternativas de solución, luego se cuenta con 100 problemas propuestos con sus respectivas claves para que el alumno mida su nivel de comprensión respecto al capítulo con problemas de igual exigencia que la sección anterior, por último se muestra una sección de exámenes de admisión del curso en mención, con soluciones explicadas de la mejor manera.

Fondo Editorial RODO

De: Walter Z. Benitez Nuñez.

E&M

ELECTROQUÍMICA

QUÍMICA - TEMA SELECTO 14, 1ra Edición

No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, tampoco su tratamiento informático, ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del copyright.

DERECHOS RESERVADOS © Abril 2016 por
FONDO EDITORIAL RODO
de Walter Z. Benitez Nuñez
Av. Venezuela 979 Of. 205 - Breña
LIMA 05, PERÚ ☎ 424-6350 992-796104

Hecho el Depósito Legal en la Biblioteca Nacional del Perú
N°: 2016-04603

EQUIPO PEDAGÓGICO
César Urquizo Palacios

DIAGRAMACIÓN, DIGITACIÓN Y GRÁFICOS
Claudia Gisell Llosa La Serna

IMPRESO EN PERÚ PRINTED IN PERÚ
Impreso en los Talleres Gráficos de **GRAFIC PLUS S. A. C.**
Jr. Chincha N° 434 A. H. VI ZONA LIMA - Lima 11

[illegible]

La energía química es aquel tipo de energía que se libera durante las reacciones químicas por lo general en forma de calor, pero sabemos que existe un tipo de reacción química llamado redox donde no solo existe ruptura y formación de enlaces , si no también se presenta transferencia de electrones de una especie a otra (proceso de oxidación y reducción), estos electrones se pueden canalizar mediente un circuito externo y obtener con esto corriente eléctrica, de forma similar el flujo de electrones de una fuente externa puede forzar la reacción de ciertas sustancias. Estos procesos se estudian dentro de la Electroquímica donde se observa la relación entre los fenómenos químicos y eléctricos. Ante la gran demanda mundial de energía es muy importante conocer los mecanismos de cómo producir electricidad, sin necesidad del uso de combustibles,cuyos productos son contaminantes ni emplear recursos hídricos que son escasos en muchos lugares del mundo, una alternativa a estos constituyen los procesos electro - químicos.

[illegible]

La electroquímica estudia la generación de electricidad mediante reacciones químicas (Celdas Galvánicas), así como los cambios químicos que, producen mediante la aplicación de la corriente eléctrica (Celdas Electrolíticas).

[illegible]

Es el estudio del paso de corriente eléctrica continua para obligar la ocurrencia de reacciones redox NO espontáneas que contienen la descomposición de sustancias.

[illegible]

- **CELDA O CUBA ELECTROLÍTICA**: Recipiente, el cual contiene a la sustancia que participa en el proceso redox, a esta sustancia se le denomina "electrólito"
- **ELECTRÓLITO**: Es una masa líquida conductora eléctrica de segunda especie de la electricidad, el cual puede encontrarse de forma líquida (fundida) o en solución acuosa.
- **ELECTRODOS**: Son láminas generalmente metálicas en cuya superficie ocurre la oxidación y la reducción. Dichos electrodos pueden ser inertes como el grafito (C) o platino (Pt) no participan del proceso redox o pueden ser activos como el hierro, cobre, zinc, u otro metal (que no reaccione con el electrólito), los cuales además del suministro de electricidad pueden participar en el proceso redox.
- **FUENTE**: Llamado también fuerza electromotriz (fem), el cual suministra corriente eléctrica "continua" o directa al sistema, por lo general proviene de una pila o una batería.

Una vez que se suministra electricidad, este llega al electrólito por medio de electrodos y es en la superficie de estos donde se desarrollan los procesos redox:

CÁTODO:

Es el electrodo de carga eléctrica negativa, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se reducen (ganan electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como sólidos, liberar como gases o rodear el electrodo si son líquidos.

E&M

ÁNODO:

Es el electrodo de carga eléctrica positiva, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se oxidan (pierden electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como sólidos, liberar como gases o rodear el electrodo si son líquidos.

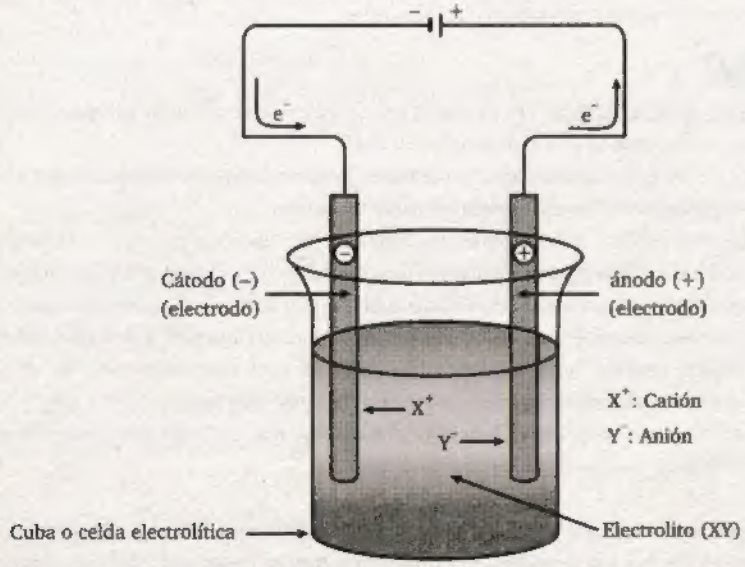
Eso quiere decir que los electrones fluyen desde el electrodo ánodo hacia el electrodo cátodo.

A continuación se indican algunos procesos electrolíticos (electrólisis):

Electrodos	Semireacción	Signo
Cátodo	Reducción	Negativo
Ánodo	Oxidación	Positivo

Una celda Electrolítica convencional consiste de un recipiente que contiene una solución electrolítica o sal fundida, dentro del cual se sumergen dos electrodos que están unidos por un alambre conductor externo a una fuente de corriente continua que al aplicar una diferencia de potencial obliga a que se desarrolle la reacción redox no espontánea.

ESQUEMA GENERAL DE UN PROCESO ELECTROLÍTICO



Semireacción

Ánodo: $y^- \rightarrow y + 1e^-$

Cátodo: $x^+ + 1e^- \rightarrow x$

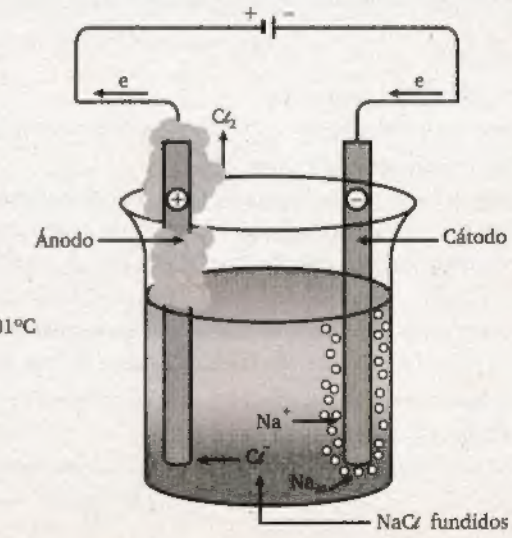
Reacción neta: $x^+ + y^- \rightarrow x + y$

TIPOS DE ELECTROLISIS

Aunque los procesos electrolíticos son similares en cuanto al mecanismo que se lleva a cabo en ellos, podemos distinguir 3 tipos:

1. Electrólisis de sales fundidas.
   las sales que son producto de enlaces iónicos tienen entre sus características un alto punto de fusión y de ebullición. Cuando se va a realizar la electrólisis de una sal fundida, debe aumentarse la temperatura lo suficiente para que pueda darse el cambio del estado sólido al líquido. Una vez logrado lo anterior, se procede a colocar los electrodos y a suministrar la corriente necesaria para que el proceso electrolítico se lleve a cabo.

   Ejemplo:
   Electrólisis del cloruro de sodio fundido.
   En su fase fundida, el cloruro de sodio se puede electrolizar para formar sodio metálico en estado líquido y cloro gaseoso. En la electrólisis del Nacl fundida, los iones Na^+ aceptan los electrones y se reducen a Na en el cátodo. De igual forma, existe un movimiento neto de iones $C\ell^-$ hacia el ánodo donde se oxidan.



Electrolito. $NaC\ell_{(\ell)}$

$NaC\ell_{(\ell)} \rightarrow Na^+ + Cl^-$

Temperatura de Operación: 801°C

Electrodos: Grafito

Voltaje mínimo: 4,07v

Las semireacciones del electrodo son:

CÁTODO: El ión sodio se reduce formando sodio metálico en estado líquido, esto debido a la temperatura reinante:

$$Na^{+1}_{(\ell)} + 1e^- \longrightarrow Na_{(\ell)}$$

ÁNODO: l ión cloruro se oxida formando cloro molecular, el cual se libera en forma de gas:

$$Cl^{-1}_{(\ell)} \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_{2(g)} + 1e^-$$

Por lo tanto la reacción neta del proceso es:

$$Na^{+1}_{(\ell)} + Cl^{-1}_{(\ell)} \longrightarrow Na_{(\ell)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)}$$

Observe como la fuente de energía está conectada a los electrodos. El terminal positivo está conectado al ánodo y el terminal negativo está conectado al cátodo, cual impulsa a los electrones a moverse del ánodo al cátodo.

2. Electrólisis de disoluciones acuosas.

Como su nombre lo indica, se procede a partir de la disolución de sales en agua, con lo cual se puede obtener la disolución iónica de la sal sin tener que elevar su temperatura, lo cual representa un ahorro tanto de energía como de dinero. Sin embargo, el medio acuoso interviene de forma determinante en el proceso electrolítico y puede suceder que si el potencial estándar de reducción de la sustancia es menor que el correspondiente al agua, se obtenga oxígeno o hidrógeno en lugar de la sustancia deseada.

En los dos casos anteriores se utilizan electrodos inertes, es decir, electrodos que solo participan aportando la superficie en la cual se lleva a cabo la reducción (cátodo) o la oxidación (ánodo).

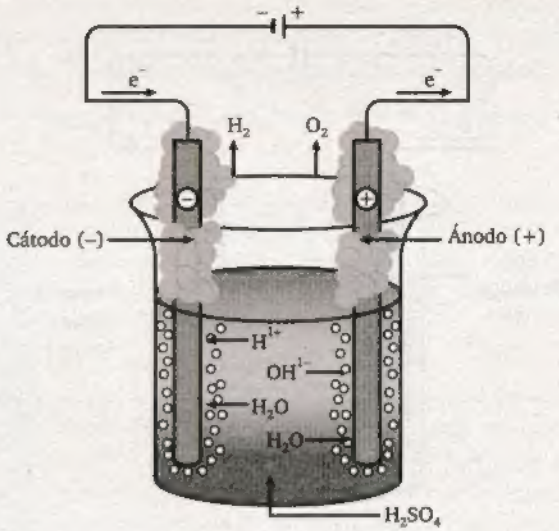
Ejemplo:

Electrólisis del agua acidulada.

Sabemos que el agua ura es mal conductor de la corriente eléctrica, dado que se disocia en muy baja proporción en sus iones H^+ y $O(H)^-$.

Por ese motivo para realizar la electrólisis de la misma se debe preparar una solución diluida de un soluto iónico (electrolito fuerte), cuyos iones se oxiden y se reduzcan con menos facilidad que el agua, (por ejemplo: NaCl, H_2SO_4, Na_2SO_4.

La celda electrolítica consiste de un par de electrodos inertes, sumergidos en la solución diluida del electrolito escogido, conectados a la fuente externa. El paso de la corriente genera H_2 en el cátodo y O_2 en el ánodo, en nuestro ejemplo trabajaremos con una solución diluida de H_2SO_4, de acuerdo con las siguientes reacciones:



Semireacciones:

Ánodo: $4(OH)^-_{(ac)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^-$

Cátodo: $4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)}$

Reacción Neta: $4(OH)^-_{(ac)} + 4H^+_{(ac)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

Como se aprecia el electrolito no se electroliza, su función es proporcionar los iones para las conducción de la corriente eléctrica, sin intervenir en la reacción.

3. Electrólisis con electrodos activos.

Es el tipo de electrólisis en el que se utilizan electrodos activos, entendiendo que tanto el ánodo como el cátodo participan en la reacción. La galvanoplastia es otra aplicación industrial electrolítica, se basa en el proceso de electrodeposición de un metal sobre una superficie que precisa un recubrimiento resistente y duradero, para de esta forma mejorar sus propiedades físicas y químicas. Con ello se consigue mejorar no solo dureza, sino duración y belleza.

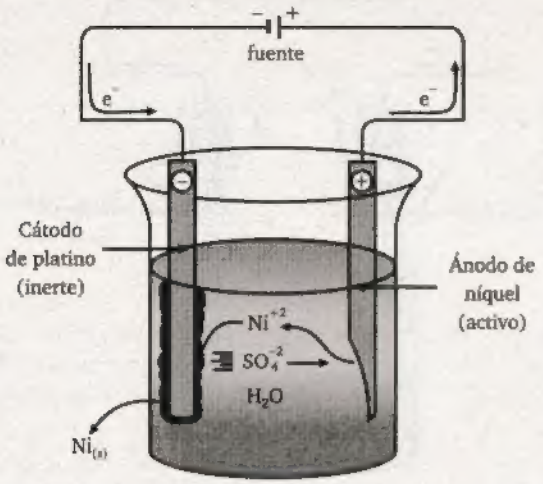
La electroquímica ha avanzado y desarrollado nuevas técnicas para colocar capas de material sobre los electrodos, aumentando de esta forma su eficiencia.

Ejemplo:

Electrólisis del sulfato de níquel ($NiSO_4$)

En este proceso utilizamos como electrolito el sulfato de níquel (II) en disolución acuosa con cátodo inerte (platino) y un ánodo activo (barra de níquel).

E&M



El sulfato de níquel (II), consideramos que, se ioniza completamente, por lo que en la disolución electrolítica se encuentran las siguientes especies: Ni^{+2}, SO_4^{-2}, H_2O. En el proceso se observa que la masa del cátodo aumenta continuamente y la masa del cátodo disminuye.

Que la masa del cátodo aumente implica que en su superficie se está depositando un material sólido, para que esto suceda, el ión Ni^{+2} presente en la solución se reduce según

$Ni^{+2}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ (semireacción de reducción)

Si la masa del ánodo disminuye, significa que los átomos de níquel se oxidan pasando a la solución en forma de Ni^{+2}.

$Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{+2}_{(ac)} + 2e^-$ (semireacción de oxidación)

La oxidación que experimenta el níquel nos demuestra que este metal es un electrodo activo.

La ecuación neta se obtiene sumando ambas semirreacciones.

$$Ni_{(s)} + Ni^{+2}_{(ac)} \rightarrow Ni_{(s)} + Ni^{+2}_{(ac)}$$

La ecuación nos indica que ocurre el mismo cambio de masa en el ánodo y en el cátodo, lo cual es compatible con los hechos experimentales ya que la concentración del ion Ni^{+2} en la solución electrolítica es constante.

Este tipo de proceso electrolíticos donde se hace uso de electrodos activos es ampliamente utilizado en la purificación de metales (electrorrefinación) y en la electrodeposición. Por electrorrefinación obtenemos metales con alto grado de pureza, como cobre, plata, níquel, cinc.

La electrodeposición consiste en un recubrimiento de cierta superficie sólida (generalmente superficies metálicas) con un metal noble, con la finalidad de protegerla de la oxidación o corrosión, o para darle más estética. De este modo se realiza el cromado, plateado, niquelado.

A continuación indicamos algunas reglas de predicción de los productos de la electrólisis de soluciones acuosas:

CATIONES	De metales alcalinos (IA) y alcalinos térreos (IIA) no se reducen (salvo estén fundidos) debido a su elevada reactividad, en su lugar se reduce el agua y se libera gas hidrógeno, el resto de cationes se deposita en el electrodo cátodo. $2H_2O_{(\ell)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$
ANIONES	Oxigenados (oxianiones) de elementos con su mayor estado de oxidación no se oxidan, en su lugar el agua se oxida y se libera gas oxígeno, el resto de aniones produce no metales de forma molecular los cuales se depositan o liberan como gases en el electrodo ánodo. $2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^-$

LEY DE FARADAY EN ELECTROQUÍMICA

Michael Faraday estudio a fondo los procesos electrolitos y enunció dos leyes con las cuales se determinan las cantidades de productos que se obtienen en los electrodos a partir de la electrólisis.

PRIMERA LEY DE FARADAY

La cantidad de sustancias (masa) que se deposita o libera en un electrodo durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circula por el electrolito:

$$mx = \frac{E_{q(x)} \times Q}{96500} \qquad mx = \frac{E_{q(x)} \times I \times t}{96500}$$

Masa depositada o descompuesta $\xleftrightarrow[\text{Directa}]{\text{Relación}}$ Carga que circula

Donde: "m" y "Eq(x)" son la masa y la masa equivalente de la sustancia "x" que se deposita o libera, "Q" es la carga eléctrica expresado en coulomb (C). "I" es la intensidad de corriente expresado en ampere (A) y "t" es el tiempo expresado en segundos (s).

SEGUNDA LEY DE FARADAY

Cuando se tienen dos o más celdas electrolíticas por la que circulan la misma cantidad de electricidad (conexiones en serie), las masas de las sustancias que se depositan o liberan en los electrodos son proporcionales a sus masas equivalentes.

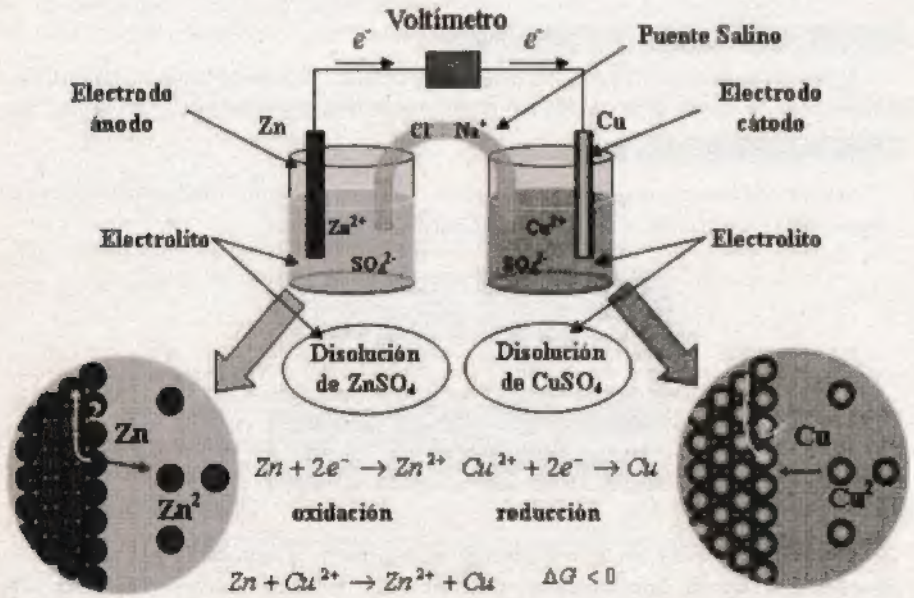
$$\left(\frac{m}{E_q}\right)_A = \left(\frac{m}{E_q}\right)_B = \left(\frac{m}{E_q}\right)_C$$

De acuerdo con estas leyes se define el faraday (F) que es la cantidad de carga eléctrica suministrada por un mol de electrones lo cual es equivalente a 96500 C, esta cantidad de carga produce (deposita o libera) un equivalente.

CELDAS GALVÁNICAS O PILAS

Las celdas galvánicas son dispositivos en cuyo interior se desarrollan de forma espontánea reacciones redox, lo que hace que dichos dispositivos produzcan corriente eléctrica continua. Son ejemplos de celdas galvánicas las pilas y baterías.

Esquema simple de una celda o pila galvánica de cinc y cobre:



Se observan las siguientes partes y/o componentes:

- Dos semiceldas, una corresponde al ánodo (Zn) y la otra al cátodo (Cu), los cuales se encuentran conectados por el puente salino y el circuito extern
- Los electrodos ánodo y cátodo que por lo general son electrodos activos, hacen contacto en cada semicelda las cuales contienen como electrolito iones del mismo material que los electrodos respectivamente.
- El puente salino es un tubo de vidrio en forma de "U" invertido el cual contiene inmerso en un gel una solución saturada de cloruro de potasio (KCl), su función es permitir el contacto eléctrico entre las semiceldas y evitar su polarización.
- Circuito eléctrico externo, el cual permite el flujo de la corriente eléctrica producida.

Contrariamente a una celda electrolítica, los electrodos de una celda galvánica poseen cargas eléctricas opuestas: cátodo (+) y ánodo (−), pero los procesos que se desarrollan son los mismos, en el ánodo ocurre la oxidación y en el cátodo la reducción.

ESQUEMA GENERAL DE UNA CELDA GALVÁNICA

De forma convencional toda celda galvánica presenta una representación general que permite reconocer a los electrodos y predecir las reacciones que se llevan a cabo, para celda anterior se tiene:

$$Zn \mid Zn^{+2}\ (M_1) \mid\mid Cu^{+2}\ (M_2) \mid Cu$$

Semicelda anódica — Puente salino — Semicelda catódica

Ánodo: oxidación $\quad Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

Cátodo: reducción $\quad Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$

La reacción neta del proceso es:

$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$

Esto quiere decir que a medida que se desarrolla la reacción el electrodo de Cinc se consume (oxida) y la semicelda anódica se va saturando de iones Zn^{+2}, mientras que los iones Cu^{+2} del cátodo se depositan en el electrodo como cobre neutro, por lo que su concentración disminuye (se satura de iones negativos), en estas condiciones los iones (K^{+1} y Cl^{-1}) del puente salino migran hacia las semiceldas impidiendo su polarización alargando de esta forma el funcionamiento de la pila galvánica.

POTENCIALES ESTÁNDAR DE ELECTRODOS

Los potenciales estándar de electrodo ε° que puede ser de oxidación o reducción nos indican la tendencia de una sustancia (metal, no metal, compuesto iónico o molecular) a oxidarse y reducirse, nos sirve para conocer el potencial (voltaje) o fuerza electromotriz (fem) que produce una celda o pila galvánica, es una propiedad intensiva, según:

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$$

Estos potenciales estándar se miden a 25°C, 1 atm y una molaridad de 1, tomando como referencia el electrodo patrón de hidrógeno al cual se le asigna un voltaje de 0,000V; para sus procesos de oxidación y reducción:

$$H_{2(g)} \leftrightarrows 2H^{+1}_{(ac)} + 2e^- \quad \varepsilon^\circ = 0{,}000\ V$$

Además para un mismo electrodo se cumple:

$$\varepsilon^\circ_{oxi} = -\varepsilon^\circ_{red}$$

A continuación indicamos los potenciales estándar de reducción de algunas sustancias químicas empleados como electrodos o electrolitos:

Elemento	Semi – reacción de reducción	$\varepsilon^\circ_{(voltio)}$
Li	$Li^+ e^- \rightarrow Li$	– 3,05
K	$K^+ + e^- \rightarrow K$	– 2,93
Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	– 2,87
Na	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	– 2,71
Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	– 2,37
Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	– 1,66
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	– 0,76
Cr	$Cr^{3+} + 2e^- \rightarrow Cr$	– 0,74
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	– 0,44
Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	– 0,40
Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	– 0,25
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	– 0,14
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	– 0,13
H_2	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
I_2	$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0,54
Hg	$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg$	+0,79
Ag	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,80
Br_2	$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1,08
Cl_2	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1,36
Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	+1,50
F_2	$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2,87

Fuerza creciente como agente oxidante ↓

Fuerza creciente como agente reductor ↑

POTENCIAL DE UNA CELDA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR

Para celdas a 25°C cuyo electrolito presenta una molaridad diferente a la unidad y si se presentan sustancias gaseosas su presión es diferente a una atmósfera. En estas condiciones el potencial de la celda o pila galvánica se determina a partir de la ecuación de Nerts.

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{celda} - \frac{0{,}0591}{n} \times \log Q$$

donde: "n" representa al número de electrones transferidos y "Q" es el cociente de reacción el cual relaciona las molaridades y/o presiones de las sustancias presentes en los electrolitos, es similar en su cálculo a la constante de equilibrio químico (Keq).

En el cálculo de los potenciales de una celda o pila galvánica, se puede evaluar tres tipos de condiciones:

$\varepsilon^\circ_{celda} > 0$: La reacción redox directa ocurre de forma espontánea, se produce electricidad (celda galvánica).
$\varepsilon^\circ_{celda} = 0$: La reacción se encuentra en equilibrio químico (Q=keq).
$\varepsilon^\circ_{celda} < 0$: La reaccción redox directa es no espontánea, no se produce electricidad (electrólisis).

CELDAS DE CONCENTRACIÓN

Son aquellas celdas o pilas galvánicas donde los electrodos y los electrolitos son del mismo material, por ejemplo una celda de concentración de plata se representa según:

$$Ag \mid Ag^{+1}\ (M_1) \mid\mid Ag^{+1}\ (M_2) \mid Ag$$

En estas celdas como el cátodo y el ánodo son del mismo material se cumple:

$$\varepsilon^\circ_{celda} = 0\ V$$

Por lo tanto el potencial de la celda se determina según:

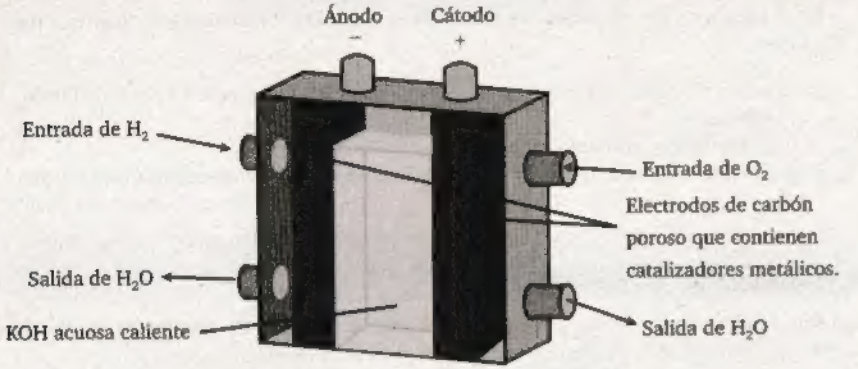
$$\varepsilon^\circ_{celda} = -\frac{0{,}0591}{n} \times \log \frac{[ánodo]}{[cátodo]}$$

Donde si se quiere producir electricidad, la concentración (molaridad) del electrolito en el ánodo debe ser menor a la concentración del electrolito en el cátodo.

CELDAS DE COMBUSTIBLE

Una celda de combustible es una celda galvánica que convierte la energía química de una reacción directamente en energía eléctrica. Por ejemplo puede generar electricidad combinado hidrógeno y oxígeno electroquímicamente sin ninguna combustión, estas celdas no se agotan como lo haría una batería, ni necesitan recarga, ya que produce energía en forma de electricidad y calor en tanto se les provee de combustible, también difiere de una pila ordinaria porque los reactivos no están contenidos

dentro de la celda, sino que se suministran continuamente desde un depósito externo.
Quizás el ejemplo mejor conocido sea el de la celda de combustible hidrógeno-oxígeno, usada como fuente de energía eléctrica en los vehículos espaciales.



El $H_{2(g)}$ se oxida a $H_2O_{(\ell)}$ en el ánodo.

El $O_{2(g)}$ se reduce a $OH^-(ac)$ en el cátodo.

La reacción neta es la conversión de H_2 y O_2 en agua.

Esta celda contiene electrodos de carbón poroso impregnados con catalizadores metálicos y un electrolito formado por hidróxido de potasio (KOH) acuoso caliente. El combustible, $H_{2(g)}$, y el $O_{2(g)}$, no reaccionan en forma directa, si no que van en compartimentos separados de la celda, donde se oxida el H_2 en el ánodo y se reduce el O_2 en el cátodo.
La reacción global de la celda es simplemente la conversión de hidrógeno y oxígeno en agua:

Ánodo: $2H_{2(g)} + 4OH^-_{(ac)} \rightarrow 4H_2O_{(\ell)} + 4e^-$

Cátodo: $O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^- \rightarrow 4OH^-_{(ac)}$

Reacción neta: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

En las celdas de combustible, diseñadas para mover vehículos eléctricos ambientales limpios, se sustituye el electrolito de KOH acuoso por una membrana plástica especial que conduce protones, pero no electrones. En esas llamadas celdas de combustible de membrana de intermedio de protones (MIP), las reacciones de electrodo y las reacciones globales de celda son:

Ánodo: $2H_{2(g)} \rightarrow 4H^+_{(ac)} + 4e^-$

Cátodo: $O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

Reacción neta: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

También podrían estar disponibles aplicaciones de celdas de combustible para el consumidor, en pequeños artículos eléctricos como teléfonos celulares y computadoras portátiles. La celda que se propone para usar en esos productos es la celda de combustible de metanol directo (CCMD). Se parece a la celda de combustibles MIP, pero usa metanol acuoso (CH_3OH) como combustible, en lugar de hidrógeno gaseoso.

Ánodo: $2CH_3OH_{(ac)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 12H^+_{(ac)} + 12e^-$

Cátodo: $3O_{2(g)} + 12H^+_{(ac)} + 12e^- \rightarrow 6H_2O_{(\ell)}$

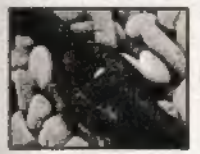
Reacción neta: $2CH_3OH_{(ac)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}$

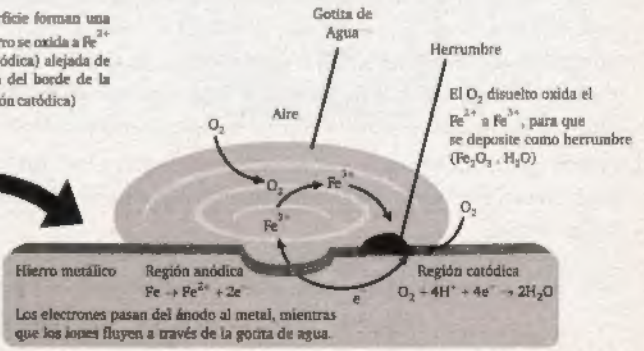
La CCMD es más ligera y tiene mayor densidad de energía que las baterías convencionales. Además, el metanol se consigue con más facilidad, es más seguro y fácil de almacenar que el hidrógeno. Sin embargo, como una CCMD produce CO_2, no es tan amigable al ambiente como la celda de combustible hidrógeno-oxígeno (suponiendo que el hidrógeno no se produzca reformando un hidrocarburo combustible).

CORROSIÓN

La corrosión es el deterioro de un metal por oxidación, por ejemplo, la conversión de hierro en herrumbe, que es un óxido de hierro (III), cuya composición aproximada es $Fe_2O_3.H_2O$. Para evitar la corrosión primero hay que comprender cómo se produce. Un hecho importante es que en la oxidación del hierro se requieren de oxígeno y agua a la vez; no sucede en agua sin oxígeno, ni en aire seco. Otra pista es la observación de que la oxidación implica la picadura de la superficie metálica; no obstante, el óxido se deposita en un lugar físicamente separado de la picadura. Lo anterior parece indicar que la herrumbre no se forma en una reacción directa de hierro y oxígeno, sino mas bien en un proceso electroquímico, donde el hierro se oxida en una región de la superficie y el oxígeno se reduce en otra zona.
Un posible mecanismo de la oxidación del hierro, de acuerdo con los hechos que se conocen, se observa en la figura.

El metal y la gotita de agua en su superficie forman una celda galvánica diminuta, en la que el hierro se oxida a Fe^{2+} en una región de la superficie (región anódica) alejada de O_2 atmosférico, y el O_2 se reduce cerca del borde de la gotita, en otra región de la superficie (región catódica)





La superficie del hierro y una gotita de agua en su superficie forman una diminuta celda galvánica, en la que diferentes regiones de la superficie funcionan como ánodo y cátodo, mientras que la fase acuosa sirve como electrolito. El hierro se oxida con más facilidad en algunas regiones (regiones anódicas) que en otras (regiones catódicas), porque la composición del metal no es completamente homogénea y la superficie es irregular. Factores como impurezas, límites de fase y esfuerzo mecánico llegan a influir sobre la facilidad de oxidación en determinada región de la superficie.

En una región anódica, el hierro se oxida a iones Fe^{2+},

$$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e \; ;= \varepsilon^o - 0{,}45 \text{ v}$$

En tanto que en una región catódica, el oxígeno se reduce y forma agua:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)} ;= \varepsilon^o = 1{,}23 \text{ v}$$

Los electrones necesarios para la reducción del O_2 en la región catódica son suministrados por una corriente que pasa por el metal, de la región anódica, más fácilmente oxidada. El circuito eléctrico se completa con la migración de los iones en la gotita de agua. Cuando los iones Fe^{2+} migran y se alejan de la región anódica picada, se ponen en contacto con O_2, disuelto en la parte superficial de la gota de agua, y se siguen oxidando para formar iones Fe^{3+}.

$$4Fe^{2+}_{(ac)} + O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} \rightarrow 4Fe^{3+}_{(ac)} + 2H_2O_{(l)}$$

El hierro (III) forma un óxido hidratado muy insoluble, aun en condiciones moderadamente ácidas, por lo que se deposita en la conocida forma del material marrón que llamamos herrumbre u orín.

$$2Fe^{2+}_{(ac)} + 4H_2O_{(l)} \rightarrow Fe_2O_3.H_2O_{(s)} + 6H^+_{(ac)}$$

Herrumbre

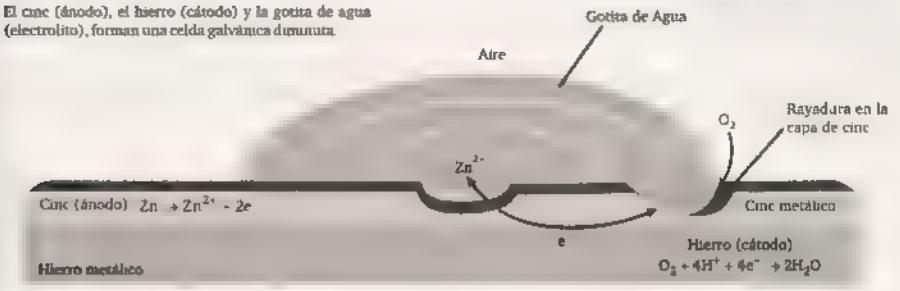
PREVENCIÓN DE LA CORROSIÓN

La corrosión del hierro se evitaría, o al menos se minimizaría, si se blinda la superficie metálica contra el oxígeno y la humedad. Una mano de pintura es eficaz durante algún tiempo, pero se comienza a formar orín tan pronto como la pintura se raya o se escarapela. Metales como cromo, estaño o cinc proporcionan una capa superficial más durable en el hierro. El acero que se usa en la fabricación de automóviles, por ejemplo, se recubre sumergiéndole en un baño de cinc fundido, que es un proceso conocido como galvanizado. Como se ve en los potenciales, el cinc se oxida con más facilidad que el hierro, por lo que cuando se corroe el metal se oxida el cinc y no el hierro. Toda oxidación incipiente del hierro se invertirá de inmediato, porque el Zn puede reducir el Fe^{2+} a Fe.

Mientras estén en contacto cinc y acero, el cinc protege al hierro contra la oxidación, aun cuando la capa de cinc se raye.

$$Fe^{2+}_{(ac,)} + 2e \rightarrow Fe_{(s)}; \varepsilon^o = 0{,}45v$$

$$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}; \varepsilon^o = -0{,}76v$$

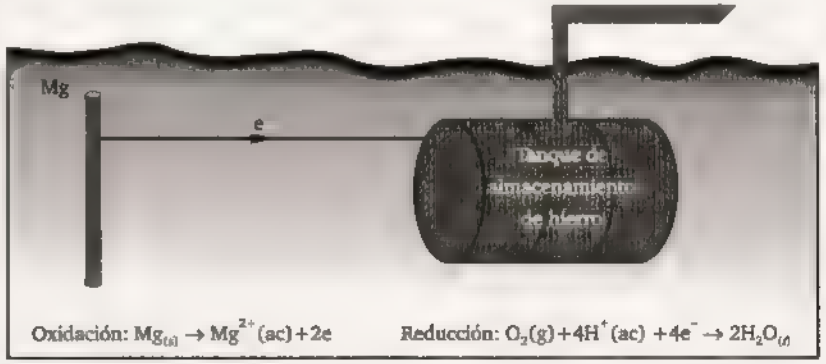


El oxígeno se reduce en el cátodo y el cinc se oxida en el ánodo, con lo que se protege al hierro contra la corrosión

La técnica de protección de un metal contra la corrosión, conectándolo con un segundo metal que se oxide con más facilidad, se conoce como protección catódica. no es necesario cubrir toda la superficie del metal con un segundo metal, como cuando se galvaniza el hierro. todo lo que se requiere es el contacto eléctrico con el segundo metal. por ejemplo, una tubería subterránea de acero se puede proteger conectándola con un alambre aislado con una estaca de magnesio, que trabaja como ánodo de sacrificio y se corroe, en lugar del hierro. de hecho, el arreglo es una celda galvánica donde el magnesio, que se oxida con facilidad, funciona como ánodo, la tubería actúa como cátodo, y el suelo húmedo es el electrolito. las reacciones de media celda son

Ánodo: $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^-; \varepsilon^o = 2.37v$

Cátodo: $O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}; \varepsilon^o = 1,23v$



protección catódica de un tanque de almacenamiento de hierro (cátodo) con magnesio, un metal más electropositivo (ánodo). Dado que en el proceso electroquímico solos e consume el magnesio, algunas veces se le denomina ánodo de sacrificio.

E&M

La electroquímica presenta numerosas aplicaciones, tanto en los procesos electrolíticos como galvanices, tenemos:

Para la electrólisis

- Recubrimientos metálicos (galvanoplastia) como el cromado, dorado, plateado, zincados.
- Obtención de elementos químicos: Na, Li, Al, H_2, O_2, Cl_2, a partir de la electrólisis de sus compuestos.
- Purificación de metales (electro refinación).
- Galvanoplastia (recubrimiento de superficies en general).

Para los procesos galvánicos

- Producción de la electricidad a partir de las pilas y baterías, como en los casos:
  Pilas secas y alcalinas.
  Acumulador de plomo (baterías) y acumulador Edison.
  Batería de ión litio.
  Baterías de níquel y cadmio (NICAD) empleado en celulares.
- Protección contra la corrosión, empleando electrodos de sacrificio.

PROBLEMAS RESUELTOS

1. Respecto a las electrólisis, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

   I. Es un fenómeno en el cual se produce energía eléctrica a partir de una reacción química.
   II. La reacción química se lleva a cabo espontáneamente.
   III. Los electrodos deben ser de metales que fácilmente se oxiden.

   A) VVF B) VFF C) FFF
   D) FVV E) FFV

2. Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

   I. La electrólisis permite la obtención e numerosas sustancias, que no pueden obtenerse por medio de reacciones químicas ordinarias.
   II. El dorado o plateado de objetos metálicos es un ejemplo de aplicación de la electrólisis.
   III. Otra aplicación de la electrólisis es la purificación de metales

   A) VVV B) VVF C) VFV
   D) FVV E) FFV

3. Señale, ¿en qué proceso no se aplica la electroquímica?

   A) Refinación de metales.
   B) Ánodos de sacrificio.
   C) Obtención de metales alcalinos.
   D) Marcapasos.

4. En relación a las celdas electrolíticas indique verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes.

   I. En el ánodo se produce la oxidación.
   II. Los electrones circulan del cátodo el ánodo por el circuito externo.
   III. Se efectúan las reacciones redox no espontáneas.

   A) FVV B) VVV C) VVF
   D) FFV E) VFV

5. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

   I. En las celdas electrolíticas se genera energía eléctrica.
   II. La cantidad de carga de 96500 C recibe el nombre de faraday
   III. Una electrólisis conocida es la del cloruro de sodio fundido, donde se obtienen $Na(\ell)$ y $Cl_{2(g)}$

   A) VVV B) VVF C) VFV
   D) FFV E) FVV

6. Diga que proposiciones son correctas sobre la electrólisis.

   I. Para las soluciones acuosas, el agua también puede participar en el proceso redox, si los iones presentes poseen menores valores de potenciales estándar que él.
   II. Si se desea depositar iguales masas de los metales oro y plata a partir de las soluciones que con-

tienen los iones Au^{3+} y Ag^{+}, se requiere mayor suministro de carga eléctrica en la celda que contiene plata.

III. Los metales alcalinos solo se pueden recoger como productos cuando se electroliza sus sales fundidas

mA: Au=197, Ag=108

A) Solo I B) Solo II C) I y III
D) Solo III E) II y III

7. ¿Qué proposiciones son correctas con respecto a las electrólisis del NaCℓ fundido?

I. Se realiza a 801 °C y se obtiene $Cℓ_{2(g)}$ en el ánodo.
II. En el cátodo se obtiene $Na_{(ℓ)}$.
III. En el ánodo se obtiene $H_{2(g)}$.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

8. Señale las proposiciones correctas:

I. En la electrólisis del agua acidulada se obtiene $H_{2(g)}$ en el cátodo y $O_{2(g)}$ en el ánodo, cuando se utilizan electrodos inertes.
II. En la electrólisis del NaCℓ fundido se libera $Cℓ_{2(g)}$ en el ánodo.
III. En la electrólisis del NaCℓ diluido el sodio se deposita en el cátodo.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II F) II y III

9. En un recipiente que contiene una solución concentrada de cloruro de sodio ($NaCℓ_{(ac)}$) se sumerge dos electrodos de grafito que se encuentran conectados a una batería. Con respecto a este experimento, indique el valor de verdad de las siguientes proposiciones:

I. Uno de los electrodos se recubre de un metal.
II. En el electrodo negativo se reduce el agua, y se produce hidrógeno gaseoso.
III. En el ánodo se produce cloro gaseoso.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FVV E) FFF

10. Respecto a las electrólisis de una solución acuosa de $NiSO_4$, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. En el cátodo se deposita níquel metálico.
II. En el ánodo se libera hidrógeno gaseoso.
III Al paso de 2 faraday de electricidad se depositará 58,7g de níquel en el electrodo negativo.

A) VVF B) VFV C) VVV
D) FVV E) FFV

11. En la electrólisis del NaCℓ fundido, ¿cuántos faraday hacen falta en el ánodo para producir 0,015 mol de cloro $Cℓ_{2(g)}$?
Ar: Cℓ = 35,5 , Na = 23

A) 0,03 F B) 0,3 F C) 0,015 F
D) 0,01 F E) 1,1 F

12. En una celda electrolítica se coloca $CaCℓ_2$ fundido y luego se aplica una intensidad de corriente de 5 amperios durante 5 horas. Calcule la masa (en g) de calcio depositada en el cátodo.
(Ar: Ca = 40, Cℓ = 35,5)

A) 9,32 B) 18,65 C) 37,30
D) 46,6 E) 55,95

13. ¿Qué tiempo (horas) se necesitará para depositar 2-g de cadmio de una solución de $CdSO_4$, cuando se usa una corriente de 0,25 ampere?
Ar: Cd = 112,4 ; S = 32 ; O = 16

A) 1,2 B) 1,5 C) 2,5
D) 3,8 E) 7,6

14. Determine si las siguientes proposiciones referidas a la electrólisis de una solución acuosa de KNO_3 son verdaderas (V) o falsas (F) y elija la secuencia correcta.

I. En el cátodo se obtiene potasio elemental
II. En el ánodo se obtiene gas oxígeno.
III La concentración de la solución aumenta

A) FFV B) FVV C) VVV
D) FVF E) FFF

15. Al electrolizar una solución de sulfato de cromo (III) con electrodos de platino, en el ánodo se produce ácido crómico H_2CrO_4. Calcule la masa en gramos de ácido crómico producida con una corriente de 45 F considerando que el rendimiento es del 80%.
Masa molar (g/mol): H_2CrO_4 = 118

A) 1770 B) 1276 C) 1416
D) 1562 E) 1834

16. ¿Por cuánto tiempo debe pasar una corriente de 10 A por una solución diluida de ácido sulfúrico para producir un volumen total de 336 mL de gases en condiciones normales?

A) 193 s B) 80 s C) 200 s
D) 175 s E) 96,5 s

17. La misma cantidad de electricidad que produjo la electrodeposición de 10,0g de plata a partir de una disolución de $AgNO_3$, se pasó a través de una disolución que contiene iones Au^{x+}. Si en el cátodo se depositó 6,08g de oro, ¿cuál es el valor de x?
Masa molar (g/mol). Ag= 108; Au = 197

A) + 1 B) + 4 C) + 3
D) + 2 E) + 6

18. Dos celdas electrolíticas están conectadas en serie, una de ellas contiene cloruro férrico ($FeCℓ_3$) y la otra contiene cloruro de níquel III ($NiCℓ_3$). Al circular la corriente eléctrica, se depositan masas de hierro

y niquel, que sumadas dan 4g. ¿Cuál será la diferencia de dichas masas?
Ar Fe = 56 ; Ni = 59.

A) 0,28 g B) 0,12 g C) 0.39 g
D) 0.48 g E) 0,55 g

19. En una celda electrolítica se ha colocado una solución de $ZnCl_2$. Si sobre la solución se aplica una corriente electrica de 5A, durante una hora, ¿cuál será la masa en gramos de Zn que se deposita en el cátodo?
$\overline{Ar}$: Zn = 65 , Cl = 35,5

A) 1,4 B) 3,8 C) 5,6
D) 6,1 E) 8,4

20. Al realizar la electrólisis de una disolución acuosa de $Cr_2(SO_4)_3$ empelando una corriente de 2 amperios de intensidad, la masa del cátodo aumentó en 8g. En base a la reacción catódica calcule el tiempo (horas) que duró la electrólisis.
Ar . Cr = 52 ; S = 32 ; O = 16

A) 1,24 B) 1,52 C) 3,09
D) 6,18 E) 12,37

21. Exactamente 0,2 moles de electrones pasan a través de 3 celdas electrolíticas en serie, una contiene iones plata, otra iones Cinc y la otra iones ferroso. Suponiendo que la única reacción catódica es la reducción del ión metálico a su estado elemental, ¿en cuál de las celdas se obtiene una mayor masa del metal?

$\overline{Ar}$: Ag = 108 ; Zn = 65 ; Fe = 56

A) Ag B) Zn C) Fe
D) La masa del Zn es igual al Fe.
E) Todas las masas son iguales.

22. Una refinería cuenta con 200 celdas electrolíticas conectadas en paralelo. cada celda contiene una disolución acuosa de sulfato de Cinc a través de la cual se hace circular una corriente de 1,158 A durante 20 horas. ¿Qué masa de Cinc en kilogramos se produce en total?
Mas molar (g/mol): Zn = 65

A) 3,25 B) 6,5 C) 5,6
D) 11,2 E) 13,0

23. El nitrobenceno $C_6H_5NO_2$ en presencia de ácido sulfurico concentrado se reduce en el cátodo de platino generando p-aminofeno ($C_6H_4(OH)NH_2$. Si la masa del producto obtenido con una corriente de 77,2 A es 545g. ¿cuánto tiempo dura el proceso electrolítico?
Masa molar (g/mol)
$C_6H_4(OH)NH_2 = 109$

A) 5,3 h B) 3,2 h C) 9,3 h
D) 7,8 h E) 6,9 h

24. Al electrolizar agua acidulada, en el ánodo se producen 12g de gas Calcule a masa de la sustancia producida en el cátodo
Masa Atómica(uma): H=1; O=16, S=32

A) Oxígeno 8g B) Oxígeno –16g
C) Hidrógeno –2g
D) Hidrógeno –1g E)Hidrógeno–1,5g

25. Se montan en serie dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de $AgNO_3$ y de $CuSO_4$, respectivamente. Calcule los gramos de plata que se depositarán en la primera cuba, si en la segunda se depositan 7,62 g de Cu.
Masa molar (g/mol). Cu = 63,5 ,
Ag = 108

A) 12,96 B) 38,88 C) 25,92
D) 10,80 E) 21,60

26. La celda electrolítica de Hall, que permite obtener aluminio a partir de Al_2O_3 fundido, opera con una corriente de 11 580 A. Si en una refinería se tiene 100 celdas conectadas en serie, ¿cuál será la producción diaria de aluminio? Considere que la planta industrial opera 16 horas al día.
Masa molar (g/mol): Al=27

A) 6220,8 kg B) 5674,6 kg
C) 6424,6 kg
D) 4984,6 kg E) 6785,2 kg

27. ¿Qué volumen (en litros) de $O_{2(g)}$, a condiciones normales, se liberarán en el ánodo de una celda electrolítica que contiene una sal de $Co_2(SO_4)_3$, si en el cátodo se han depositado 5,9g de Co?
($\overline{Ar}$: Co = 59, S = 32, O = 16)

A) 1,68 B) 3,36 C) 12,2
D) 22,4 E) 33,6

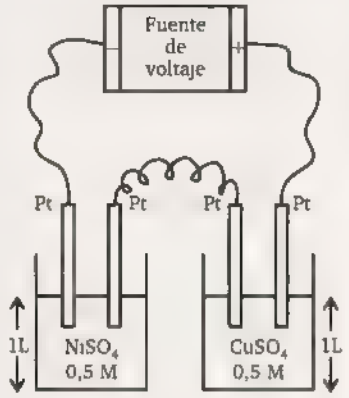
28. Una solución acidificada se electrolizó usando electrodos de cobre. Una corriente constante de 1,18 A provocó que el ánodo perdiera 0,584g después de $1,52 \times 10^3$s. calcule el número de Avogadro considerando que el cobre se oxida a ion cúpico.
Carga del electrón = $1,6022 \times 10^{-19}$ °C
Masa molar (g/mol): Cu = 63,5

A) $6,06 \times 10^{23}$ B) $6,01 \times 10^{23}$
C) $6,03 \times 10^{23}$
D) $6,02 \times 10^{23}$ E) $6,08 \times 10^{23}$

29. Calcule el tiempo necesario para que se desprendan 672 mL de gas oxígeno en condiciones normales en la electrólisis del agua acidulada siendo la intensidad de corriente 20A.

A) 579 B) 815 C) 651
D) 345 E) 534

30. Luego de aplicar una corriente apropiada en la celda electrolítica en serie que se muestra, y al terminar de depositarse todo el cobre y níquel presentes en las soluciones acuosas, ¿qué gas se desprende y cuál sería el máximo volumen formado (en L) si se mide a condiciones normales?



A) H_2 5,56 B) O_2 11,2 C) O_2 22,4
D) H_2 33,6 E) H_2, O_2 44,8

31. Durante la electrólisis del agua acidulada se emplea de 9,65A durante 5 horas, los gases liberados se recogen en una recipiente de 24,6 litros a 27°C. Hallar la presión en atmósferas que ejercen los gases en dicho recipiente.

A) 2,23 B) 5,46 C) 0,75
D) 3,35 E) 1,35

32. El cromado de metales se efectúa mediante la electrólisis a objetos metálicos que son suspendidos y utilizados como cátodos en una solución de iones dicromato. El cromado se lleva a cabo de acuerdo a la siguiente reacción sin balancear:

$$Cr_2O_{7(ac)}^{2-} + H_{(ac)}^{+} \rightarrow Cr_{(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

¿Cuánto tiempo (en horas) tomaría recubrir, con cromo metálico, con un espesor de 0,01 mm, un adorno metálico de auto cuya área total a recubrir es 0,0025 m^2 empleando una corriente de 2,5A?

Dato: $\rho(Cr) = 7,2\ g/cm^3$, $\overline{Ar}(Cr) = 52$

A) 1,113 B) 2,226 C) 3,339
D) 4,345 E) 5,672

33. Al electrolizar una solución acuosa de la sal, $M(NO_3)_2$, en el ánodo de la celda 2,7 L de gas oxígeno a 4,1 atm y 27°C, y en el cátodo se depositó 58,5 g del metal M. ¿Cuál es la identidad del metal?

Masa Atómica (uma): Ni=58,7; Co=58,9; Cu=63,5; Zn=65; Cd =112

A) Co B) Ni C) Cu
D) Cd E) Zn

34. Dado los siguientes potenciales estándar de reducción:

$Al^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Al$: –1,676V

$Co^{2+} + 2e \rightleftarrows Co$: –0,280V

$Na^+ + 1e^- \rightleftarrows Na$: –2,713V

Se sumerge 3 barras metálicas uno de cada uno de los metales mencionados arriba, en una solución acuosa que contiene iones Zn^{2+}, donde:

$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$: –0,763V

¿Qué metal no logra desplazar a este ion de la solución indicada?

A) Al B) Co y Na C) Na
D) Al y Na E) Co

35. Calcule el volumen de hidrógeno a 800 mmHg de presión manométrica y 47°C que se produce al electrolizar una solución de K_2SO_4 durante 150 min con una corriente de 7,72A.

A) 4,6 L B) 5,2 L C) 8,2 L
D) 2,6 L E) 3,6 L

36. Se tienen 100 celdas electrolíticas conectadas en serie. Cada celda contiene una solución de sulfato cúprico y se electroliza durante 12 horas con una corriente de 193A. ¿Qué masa en kilogramos de cobre se produce en total?

Masa molar (g/mol): Cu = 64

A) 198 B) 320 C) 215
D) 128 E) 276

37. Se tiene 2 celdas electrolíticas conectadas en serie en las cuales se coloca soluciones de $AgNO_{3(ac)}$ y $CuSO_{4(ac)}$. Calcule la carga en faraday (F) requerida para producir en las dos celdas un total de 22,4 L de O_2 a Condiciones Normales:

1F = 96 500 C

A) 0,5 B) 1,0 C) 2,0
D) 3,0 E) 4,0

38. Se tienen 2 celdas electrolíticas conectadas en serie. La primera contiene solución diluida de $CuSO_4$, y la segunda contiene solución de $AgNO_3$. Si después de un tiempo, en el ánodo de la primera celda se liberaron 11,2 L de $O_{2(g)}$ medidos a condiciones normales, ¿cuántos gramos de plata se obtuvieron en la segunda celda?

$\overline{Ar}(Ag) = 108$ $M_O = 32\ g/mol$

A) 10,8 B) 54 C) 108
D) 216 E) 324

39. Se realiza la electrólisis de una solución de sulfato de cobre, $CuSO_{4(ac)}$, comprobándose las siguientes semirreacciones:

$$Cu_{(ac)}^{2+} + 2e \rightarrow Cu_{(s)}$$

$$2H_2O_{(\ell)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H_{(ac)}^{+} + 4e^-$$

Si se aplica una intensidad de corriente de 2 A por un lapso de 1 hora, calcule el volumen en mililitros de oxígeno (a condiciones normales) que se obtiene, por cada gramo de cobre producido.

$\overline{Ar}$: O = 16, S = 32; Cu = 63,5

A) 56 B) 176 C) 224
D) 353 E) 448

40. En los cátodos de tres celdas electrolíticas conectadas en serie ocurren las siguientes semirreacciones de reducción

$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ (celda 1)

$Ag^{1+} + 1e^- \rightarrow Ag$ (celda 2)

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (celda 3)

Los cátodos son del mismo material y tienen las mismas dimensiones. Luego de 40 min se pesa el primer cátodo siendo su masa de 102,5 g y el segundo cátodo pesó 350g. ¿Qué masa en gramos de cobre se depositó

E&M

en la tercera celda?
Masa molar (g/mol): Al=27 ; Cu=63,5 ; Ag = 108

A) 74,5 B) 88,9 C) 101,6
D) 63,5 E) 79,38

41. Se electroliza una solución acuosa de $ZnSO_4$ con electrodos de zinc y cobre. la corriente utilizada en el proceso es 9,65 A y el tiempo que dura el proceso electrolítico es 25 min. calcule la disminución de la masa que experimenta el ánodo y el incremento de masa que experimenta el cátodo, respectivamente.

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $E^o = +0,34V$

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$ $E^o = -0,76V$

Masa molar (g/mol): Cu 63,5; Zn=65

A) 3,17 g y 4,87 g
B) 4,76 g y 4,88 g
C) 6,35 g y 4,87 g
D) 3,35 g y 4,76 g
E) 4,76 g y 6,50 g

42. Una solución contiene 200 g de KNO_3 y 1050 g de agua. Esta solución se electroliza con una corriente de 50 F ¿Cuál es el porcentaje en masa de KNO_3 en la solución resultante?
Masa molar (g/mol): K=39; N=14, O=16

A) 20% B) 19% C) 30%
D) 28% E) 25%

43. Calcule el tiempo en minutos para que todo el cobre de 30 mL de una solución 2,5 M de $CuSO_4$ se deposite en el cátodo por el paso de una corriente de 30 A.

A) 5 B) 8 C) 10
D) 15 E) 12

44. Dos celdas electrolíticas están conectadas en serie; la primera contiene $KNO_{3(ac)}$ y la segunda contiene $NiSO_{4(ac)}$. Si en el cátodo de la segunda celda se deposita 11,8 g de níquel, calcule el volumen de hidrógeno recogido sobre agua a 20°C y 800 mmHg.
$Pv_{(H_2O)}$ = 17,5 mmHg a 20° C

A) 10,2 L B) 3,6 L C) 5,2 L
D) 4,67 L E) 1,8 L

45. En la electrólisis del cloruro de sodio acuoso se usa una corriente de 19,3 A durante 100 min. Calcule el volumen de cloro desprendido a 936 mmHg y 47°C. Considere que el rendimiento de la corriente es 75%.
Masa molar (g/mol): Cl = 35,5

A) 9,6 L B) 12,8 L C) 10,5 L
D) 15,6 L E) 8,2 L

46. Se electroliza 10 litros de una solución concentrada de KCl durante 965 s con una corriente de 40A. Calcule el pH de la nueva solución formada, considerando cambios despreciables en el volumen de la solución
(log 2 ≈ 0,3)

A) 13,6 B) 11,6 C) 10,6
D) 12,6 E) 9,6

47. Dos celdas electrolíticas están conectadas en serie. La primera celda contiene una disolución de cloruro de oro (III) y la segunda celda contiene una disolución de cloruro de bario. El proceso electrolítico consume una corriente de 5A. Si en la segunda celda se vierten 100 mL de ácido clorhídrico (3,0 M) hasta que el pH de la solución sea 7, ¿qué masa de oro se deposita en la primera celda? y ¿qué tiempo dura el proceso?
Masa Atómica(Au) = 197 uma

A) 39,40 g; 36,5 min
B) 19,70 g; 19,3 min
C) 19,70 g; 96,5 min
D) 39,40 g; 77,2 min
E) 19,70 g; 96,5 min

48. Diga qué proposiciones son incorrectas.

I. En la electrólisis de NaCℓ fundido utilizando electrodos inertes, solo son posibles una oxidación y una reducción, produciéndose $Na_{(\ell)}$ y $C\ell_{2(g)}$
II. En la electrólisis del cloruro de sodio en disolución acuosa, utilizando electrodos inertes, se puede esperar que en el cátodo se produzca gas H_2, y en el ánodo $C\ell_{2(g)}$ y $O_{2(g)}$. La proporción de $C\ell_{2(g)}$ y O_2 depende de la concentración de la solución de NaCℓ; si es muy diluido habrá más O_2 que $C\ell_2$ en caso contrario el producto predominante es el $C\ell_2$.
III. Si se realiza la electrólisis de una solución acuosa de sulfato cúprico pentahidratado (1M) utilizando un electrodo de cobre y otro electrodo inerte (Pt) se obtiene $Cu_{(s)}$ y $S_2O_{8(ac)}^{2-}$.

Dato: $E^o Cu^{2+} / Cu \Rightarrow 0,340V$

$E^o S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-} + 2,01V$

A) Solo I B) I y II C) Solo II
D) II y III E) Solo III

49. En una cuba electrolítica se lleva a cabo la electrólisis del óxido de aluminio fundido ($Al_2O_{3(\ell)}$). Con respecto a este proceso, responda verdadero (V) o falso (F) a cada una de las siguientes proposiciones, según corresponda

I. El número de moles de aluminio y oxígeno obtenido en la electrólisis es el mismo.
II. El oxígeno se produce en el electrodo positivo.
III. Por cada mol de electrones involucrados en el proceso, se produce 9g de aluminio.

Ar: O = 16 ; Aℓ = 27

A) FFF B) FVV C) FFV
D) VFF E) VFV

50. Diga que proposiciones es verdadera (V) y cuál es falsa (F):

I. Una celda electrolítica es una pila seca (pila Leclanché), o la celda plata - zinc (pila de botón)

II. Las celdas NI-Cd (nicad) son baterías recargables, que suele utilizarse en aparatos eléctricos portátiles, cámaras digitales, calculadoras. Cuando éstas se recargan se les conecta a una fuente externa de voltaje, en éste momento actúa como celda electrolítica

III. En la celda o cuba electrolítica se utiliza electricidad para que tenga lugar una reacción no espontánea, al conseguir que fluyan los electrones en sentido inverso.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) FFV

51. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. Una celda galvánica consiste en provocar una reacción química por medio de la electricidad
II. En las celdas galvánicas los electrones migran de cátodo a ánodo.
III. En una celda galvánica en el ánodo se produce la oxidación.

A) VVV B) VFV C) VVF
D) FFF E) FFV

52. No es una característica de las celdas galvánicas:

I. La reacción redox es espontánea solo cuando los electrodos empleados son activos.
II. Los electrones fluyen del ánodo hacia el cátodo y atraviesan el puente salino.
III. A medida que se desarrolla la reacción redox la semicelda anódica se polariza positivamente

A) Solo I B) I y II C) Solo III
D) I y III E) II y III

53. Señale verdadero (V) o falso (F) respecto a las celdas galvánicas

I. En una celda galvánica se genera una fuerza electromotriz espontánea.
II. Si ΔE° celda es menor a cero, la reacción redox es no espontánea.
III. Si ΔE° celda es mayor a cero, la reacción redox es espontánea.

A) FVF B) VFF C) VVV
D) FFV E) FFF

54. Indique el valor de verdad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes:

I. En toda reacción redox se cumple: $E^\circ_{oxidación} = E^\circ_{reducción}$
II. En una celda galvánica, convencionalmente, el ánodo tiene signo negativo.
III. Si $\Delta E^\circ_{reacción} > 0$, la reacción es espontánea y se trata de una celda electrolítica

A) VVF B) FVV C) FFV
D) FVF E) FFF

55. Respecto a una pila o celda galvánica.

I. El electrodo donde ocurre la oxidación, es de signo positivo
II. El electrodo de signo negativo es el cátodo.
III. Es un dispositivo que genera corriente continua durante un tiempo ilimitado
es(son) incorrecta (s).

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I, II E) I, II y III

56. De las siguientes proposiciones, indicar que proposiciones son correctas respecto al funcionamiento de una celda galvánica con electrodos activos.

I. El ánodo pierde masa.
II. El cátodo gana masa.
III. En la semicelda anódica ocurre la oxidación polarizándose de signo positivo.
IV. En la semicelda catódica ocurre la reducción polarizándose de signo negativo.

A) I y II B) I, II y III C) II y III
D) Solo IV E) I, II y IV

57. Indicar que elementos son indispensables en la construcción de una pila galvánica.

I. Un par de semiceldas.
II. Un par de electrones activos o inertes.
III. Un puente salino.
IV. Una batería
V. Un voltímetro.

A) I y II B) II y III C) II, III y V
D) III, III y V E) Todas

58. De las siguientes proposiciones respecto al puente salino:

I. Se utiliza para mantener polarizado las semiceldas.
II. Contiene en su interior sales cuyos iones migran hacia las semiceldas para compensar sus cargas eléctricas
III. El puente salino cierra el circuito eléctrico de cualquier dispositivo galvánico
es(son) incorrecta(s):

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I, II E) I, II y III

59. Indique las proposiciones incorrectas sobre las celdas galvánicas:

I. Las sustancias que se encuentran presentes en el puente salino participan en la reacción redox.
II. Si se empela electrodos activos, la masa del electrodo ánodo disminuye y la del electrodo cátodo aumenta.
III. El electrodo cátodo posee carga eléctrica negativa ya que atrae a los cationes.

A) Solo I B) I y II C) I y III
D) Solo III E) II y III

60. Indique con verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

I. La notación de una celda puede ser: $Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$

II. Una celda galvánica es un dispositivo que permite obtener una corriente eléctrica a partir de una reacción redox espontánea.

III. Un ejemplo de celda galvánica es la celda de Daniell.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) VFF

61. Identifique la celda galvánica que permite determinar el potencial de oxidación del electrodo de zinc, en condiciones estándar.

A) $Zn_{(s)} / Zn^{2+}(1M) // H^+(1M), H_{2(g)}(1atm)/Pt_{(s)}$

B) $Pt_{(s)}/H_{2(g)}$ 1atm, $H^+(1M)// Zn^{2+}(1M)/Zn_{(s)}$

C) $Zn_{(s)}/Zn^{2+}(1M)//Ag^+(1M)/Ag_{(s)}$

D) $Zn_{(s)}/Zn^{3+}(1M)//Cu^{2+}(1M)/Cu_{(s)}$

E) $Zn_{(s)}/Zn^{2+}(1M)//Fe^{3+}(1M), Fe^{2+}(1M)/Pt_{(s)}$

62. Determine el potencial de celda de la siguiente pila.

$Zn / Zn^{2+}(1M) // Ag^+(1M) / Ag$

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \quad E^o = -0,76v$

$Ag^+ + e- \rightarrow Ag \quad E^o = +0,80v$

A) +0,80V B) –0,04V C) +0,04V
D) –1,56V E) +1,56V

63. ¿Cuál es el valor de E^o para la reacción en la que el $Cl_{2(g)}$ oxida al $Fe^{2+}_{(ac)}$ a $Fe^{3+}_{(ac)}$?

$$2Fe^{2+}_{(ac)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Fe^{3+} + 2Cl^-$$

$Fe^{3+}_{(ac)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(ac)}$, $E^o = 0,77V$

$Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$, $E^o = 1,358V$

A) –0,587v B) -2,129v C) 0,587v
D) 2,129v E) 2,9v

64. Considere la siguiente celda galvánica cuyo potencial normal es 0,59V.

$Pt_{(s)} / Fe^{2+}_{(1M)}, Fe^{3+}_{(1M)} // Cl^-_{(1M)} / Cl_{2(g)}(1atm) / Pt_{(s)}$

¿Cuál es el potencial normal de reducción (en V) de Fe^{3+} a Fe^{2+}?
Dato: $E^o_{Cl_2/Cl^-} = +1,36V$

A) –0,34 B) +0,34 C) –0,77
D) +0,77 E) +0,59

65. Calcule el potencial estándar de la siguiente celda galvánica a 25°C.

$Zn(s) / Zn^{2+}_{(aq)} / Fe^{3+}_{(aq)}, Fe^{2+}_{(aq)} / Pt_{(s)}$

$Fe^{3+} / Fe^{2+} \quad \Delta E^o = +0,77V;$

$Zn^{2+} / Zn \quad \Delta E^o = -0,76V$

A) 2,61V B) 1,53V C) 2,15V
D) 1,81V E) 0,86V

66. Calcular el potencial normal de la siguiente pila:

$Cu/Cu^{2+}(1M)//Ag^+(1M)/Ag$

Sabiendo que:

Ag^+/Ag , $E^o = +0,8V$

Cu^{2+}/Cu , $E^o = +0,34V$

A) 1,14V B) 0,46V C) 0,23V
D) 0,14V E) 0,54V

67. Un estudiante de química piensa construir una batería en base a la siguiente reacción.

$$Cr^{2+}_{(ac)} + Fe^{3+}_{(ac)} \rightarrow Cr^{3+}_{(ac)} + Fe^{2+}_{(ac)}$$

Determine si será factible construir dicha batería en condiciones estándar y cuál será su voltaje (V).

$Cr^{3+} + e \rightarrow Cr^{2+} \quad E^o = 0,424V$

$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+} \quad E^o = +0,771V$

A) Si, +0,347 B) No; –0,347
C) Si; +1,195
D) No; –1,195 E) Si; +1,542

68. Calcule el $E^o_{(celda)}$ en voltios y determine si en la siguiente celda galvánica se produce una reacción espontánea.

$Al_{(s)}/Al^{3+}(1M) // Sn^{4+}(1M), Sn^{2+}(1M)/Pt$

$Al^{3+}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow Al_{(s)}, E^o = -1,676v$

$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}, E^o = +0,154v$

A) –1,83, NE B) –1,52, NE
C) 1,52, E
D) 1,83; E E) 1,92, E

NE: no espontánea
E: espontánea

69. Según el sistema:

$Zn_{(s)}/Zn^{2+}(1M)//Fe^{2+}(1M)/Fe^{3+}(1M)/Pt$

$Zn^{2-}/Zn, E^o = -0,763V$

Fe^{3+}/Fe^{2+}, $E^o = 0,771V$

A) 1,53, Si B) 1,53, No C) 1,80; Si
D) 0,29, No E) 1,1; No

70. A partir de las siguientes potenciales estándar de reducción

$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \quad E^o = -0,76V$

$Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu \quad E^o = +0,34V$

$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe \quad E^o = -0,036V$

Calcule el potencial de oxidación - reducción y la espontaneidad de las reacciones:

I. $Zn^{2+} + Cu \rightarrow Zn + Cu^{2+}$

II. $Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{3+}$

A) +1,15; esp. B) –0,36; no esp.
–0,34; no esp. +0,76; esp

C) –1,10; no esp.
+0,37, esp

D) +1,10; no esp. E) +0,36; esp
–0,36; no esp. –1,15; no esp.

71. Dado los siguientes potenciales estándar de reducción.

$E^o(Fe^{2+}/Fe) = -0,44V$

$E^o(I_2/I^-) = 1,23V$

$E^o(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$

Qué representación es espontánea:

I. $I_2 + Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2I$

II $Fe^{2+} + Zn \rightarrow Fe + Zn^{2+}$

III. $Fe + I_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2I^-$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I, II y III E) II y III

72. Indique ¿cuáles de los siguientes procesos de oxidación-reducción se van a producir de forma espontánea?

I. $Fe^{2+} + C\ell_2 \rightarrow Fe^{3+} + C\ell^-$

II. $Fe^{2+} + Zn^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + Zn$

III. $C\ell_2 + Zn \rightarrow C\ell^- + Zn^{2+}$

Datos.

$E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77V$

$E^\circ(C\ell_2/C\ell^-) = 1,36V$

$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76V$

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) II y III

73. Dados los siguientes potenciales estándar:

$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ $E^\circ = -0,76V$

$Ni^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ $E^\circ = -0,25V$

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E^\circ = +0,34V$

$Ag^+_{(ac)} + e \rightarrow Ag_{(s)}$ $E^\circ = +0,80V$

Seleccione la alternativa que muestre la ecuación de una reacción no espontánea.

A) $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

B) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

C) $Ni_{(s)} + Zn^{2+}_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + Zn_{(s)}$

D) $Ni_{(s)} + 2Ag^+_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + 2Ag_{(s)}$

E) $Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(ac)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 2Ag_{(s)}$

74. Marcar como verdadero (V) o falso (F)

I. La reacción
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
es una reacción de óxido-reducción

II. Para la siguiente celda:
$Zn/Zn^{2+}(1M)//Cu^{2+}(1M)/Cu$,
el potencial estándar es 1,1V.
Datos:
Cu^{2+}/Cu $E^\circ = +0,34V$
Zn^{2+}/Zn $E^\circ = -0,76V$

III. En la reacción
$Fe^{2+} + S^{4+} \rightarrow Fe^{3+} + Sn^{2+}$, el agente oxidante es el Fe^{2+}.

A) FFF B) FFV C) FVV
D) FVF E) VVV

75. ¿Podrán los iones Sn^{4+} oxidar el $NO_{(g)}$ a iones nitrato, en medio ácido, o será el ión nitrato NO_3^- el que oxide al Sn^{2+} a Sn^{4+}?
Dato:

$E^\circ_{\substack{Sn^{4+} \\ Sn^{2+}}} = 0,150V$

$E^\circ_{\substack{NO_3^- \\ NO}} = 0,960V$

A) No son posibles estas reacciones.
B) El Sn^{2+} será el agente oxidante.
C) El Sn^{4+} oxidará al NO.
D) El Sn^{2+} oxidará al NO_3^-.
E) El NO_3 oxidará al Sn^{2+}.

76. Dados los potenciales de reducción estándar de los electrodos, señale al mejor oxidante y al mejor reductor.

	E°(voltio)
I. $Li + e^- \rightarrow Li$	−3,04
II. $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
III. $C\ell_2 + 2e^- \rightarrow 2C\ell^-$	+1,36

A) Li^+ y $C\ell^-$ B) Li^+ y Cu
C) $C\ell_2$ y Li^+
D) $C\ell_2$ y Li E) Cu y Li

77. De acuerdo a los siguientes potenciales estándar

i) $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ $E^\circ = -0,140V$

ii) $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$ $E^\circ = -0,441V$

iii) $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $E^\circ = +0,337V$

iv) $Ag^+ + e^- \rightarrow Sn$ $E^\circ = +0,799V$

v) $Na^+ + e^- \rightarrow Na$ $E^\circ = -2,715V$

Señale la especie que puede actuar como el agente más oxidante en esas condiciones

A) Sn^{2+} B) Fe^{2+} C) Cu^{2+}
D) Ag^+ E) Na^+

78. Dados los siguientes potenciales estándar de reducción

$I_2 + 2e \rightarrow 2I^-$ $E^\circ = +0,53v$

$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$ $E^\circ = +1,07v$

$C\ell_2 + 2e \rightarrow 2C\ell^-$ $E^\circ = +1,36v$

Señale qué proposiciones son correctas

I. El $C\ell_2$ es mejor agente oxidante que Br_2 e I_2

II. El ion Cl^- es mejor agente reductor que los iones Br y I

III. El Br_2 desplaza al ion I de su sal en una solución acuosa.

A) VVV B) VFF C) VFV
D) FVF E) FFV

79. Dada la siguiente celda galvánica:

$Pt_{(s)}/Sn^{2+}(1M), Sn^{4+}(1M)//Fe^{3+}(1M), Fe^{2+}(1M)/Pt_{(s)}$

Señale verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones.

I. El cátodo y el ánodo es el platino.

II. El Fe^{3+} y Fe^{2+} reducen a $Fe_{(s)}$.

III. Los electrones fluyen del ánodo al cátodo

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FVV

80. Para la celda galvánica

$Fe_{(s)}/Fe^{2+}(1M)//C\ell^-(1M)/C\ell_2(1atm)/Pt$

Datos.

$Fe^{2+}/Fe_{(s)}$ $E^o = -0,44V$

$C\ell_2/C\ell^-_{(ac)}$ $E^o = +1,36V$

Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda

I. La fuerza electromotriz de la celda es 1,8 V.
II. Los electrones fluyen espontáneamente del electrodo de hierro al electrodo de platino.
III En el cátodo ocurre la oxidación del hierro

A) VVV B) VVF C) VFV
D) VFF E) FFV

81. Para la celda galvánica representada por

$Cd_{(s)}/Cd(NO_3)_2(1M)//NiC\ell_2(1M)/Ni_{(s)}$

Indique las proposiciones correctas:

I. Cuando la celda funciona los electrones fluyen del electrodo de cadmio al electrodo de níquel
II. El potencial estándar de la celda es 0,153 V.
III El electrodo de níquel es el ánodo.

Datos

$Cd^{2+}/Cd_{(s)}$ $E^o = -0,403V$

$Ni^{2+}/Ni_{(s)}$ $E^o = 0,250V$

A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) II y III E) I y III

82. Se tiene los siguientes de reducción estándar de las semirreacciones siguientes:

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E^o = 0,34V$

$A\ell^{3+} + 3e^- \rightarrow A\ell_{(s)}$ $E^o = -1,67V$

Asigne verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

I La notación de la celda galvánica que se forma al unir los electrodos es
$Cu/Cu^{2+}(1M)//A\ell^{3+}(1M)/A\ell$

II Al unirse los electrodos en la celda galvánica espontáneamente se genera un
$\Delta E^o_{celda} = 2,01V$.

III En la celda galvánica que se forma, la barra de aluminio aumenta su masa y la obra de cobre pierde masa debido a la oxidación.

A) FVF B) FFV C) VFF
D) VFV E) VVF

83. Una celda galvánica puede ser representada abreviadamente por:
$A\ell_{(s)}/A\ell^{3+}_{(ac)}//Cu^{2+}_{(ac)}/Cu_{(s)}$, siendo los potenciales de reducción:

$Cu^{2+}/Cu(E^o = +0,340V)$ y

$A\ell^{3+}/A\ell(E^o = -1,676V)$

Entonces se cumple que:

I. Es un proceso redox.
II. El potencial de la celda es 2,016 V
III. El $Al_{(s)}$ desplazará al Cu^{2+} de sus disoluciones acuosas en condiciones estándar.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) II y III E) I, II y III

84. Se desea diseñar una celda galvánica con los siguientes pares:
$MnO_{4(ac)}, Mn^{+2}_{(ac)}$ y $Fe^{3+}_{(ac)}, Fe^{2+}_{(ac)}$. Para ello, tenga en cuenta los siguientes potenciales estándar a 25°C.

$Fe^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)}$ $E^o = +0,77V$

$MnO^-_{4(ac)} + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}_{(ac)} + 4H_2O$

$E^o = +1,51V$

Indique la proposición incorrecta

A) El potencial estándar de la celda galvánica a 25°C será 0,74V.
B) Se necesita para este proceso electrodos inertes.
C) En el proceso aumenta la concentración de Fe^{2+}.
D) En el proceso los electrones migran de ánodo a cátodo.
E) La notación de la celda es

$Pt_{(s)}/Fe^{2+}_{(ac)}, Fe^{3+}_{(ac)}//MnO^-_{4(ac)}, Mn^{2+}_{(ac)}/Pt_{(s)}$

85. Diga qué proposiciones son correctas:

I. Si E celda es positivo, la reacción tiene lugar de forma espontánea en sentido directo para las condiciones indicadas.
II. Si E celda es negativo, la reacción tiene lugar en forma espontánea en sentido inverso para las condiciones indicadas.
III. Si E celda=0, la reacción está en equilibrio para las condiciones indicadas.
IV. Si se invierte la reacción de una celda, el E celda cambia su signo.

A) VFVF B) FVFF C) VVFF
D) VVVV E) FFFF

86. Diga qué proposiciones son correctas:

I. El Al metálico desplaza a los iones Cu^{2+} de sus disoluciones acuosas.
II. Cuando se añade sodio metálico al agua de mar que tiene Mg^{2+}(0,0512M), no se obtiene magnesio metálico.
III. Las sales peroxidisulfato como el $Na_2S_2O_8$ son agentes oxidantes usados para blanquear. los dicromatos como el $K_2Cr_2O_7$ se han utilizado en el laboratorio como agentes oxidantes. El mejor agente oxidante en disolución ácido es el $S_2O^{2-}_{8(ac)}$.

$S_2O^{2-}_{8(ac)} + 2e^- \rightarrow 2SO^{2-}_{4(ac)}$ $E^o = +2,01v$

$Cr_2O^{2}_{7(ac)} + 14H^+ + 6e \rightarrow 2Cr^{3}_{(ac)} + 7H_2O_{(\ell)}$ $E^o = +1,33v$

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$, $E^o = +0,34V$

$A\ell^{3+}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow A\ell_{(s)}$, $E^o = -1,676V$

$Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}$, $E^o = -2,356V$

$Na^{+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$, $E^o = -2,713V$

A) VFV B) FVV C) VVV
D) FVF E) FFF

87. Se tienen las siguientes semirreacciones de reducción y su respectivo potencial a 25°C.

	E°(voltio)
$Ag^+ + e \rightleftarrows Ag$	+0,799
$Cu^{2+} + 2e \rightleftarrows Cu$	+0,337
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	–0,763

Señale verdadero (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:

I. El Zn puede perder sus electrones frente al ion Cu^{2+}.
II. El Cu puede perder sus electrones frente al ion Ag^+.
III. La Ag puede perder sus electrones frente al ion Zn^{2+}.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VVF E) FFF

88. Indique verdadero (V) o falso (F), en relación a la celda galvánica siguiente

$$Cu_{(s)} / Cu^{2+}_{(aq)} // Ag^+_{(aq)} / Ag_{(s)}$$

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E° = +0,34V$

$Ag^+_{(aq)} + e \rightarrow Ag_{(s)}$ $E° = +0,80V$

I. La masa del electrodo de cobre disminuye.
II El cobre se oxida
III. La reacción es espontánea en condiciones estándar a 25°C.

A) VFF B) FVV C) VFV
D) VVF E) VVV

89. Una celda voltaica se basa en una media celda de Co^{2+}/Co y una media celda de $AgC\ell/Ag$. ¿Cuál es la semirreacción que se lleva a cabo en el ánodo? y ¿Cuál es el potencial estándar de la celda?

Dato:

$Co^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Co_{(s)}$ $E° = -0,28V$

$AgC\ell_{(s)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)} + C\ell^-$ $E° = +0,22V$

A) $Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$; 1,08V

B) $Co \rightarrow Co^{2+} + 2e$; 0,08V

C) $Ag^+ + 1e \rightarrow Ag_{(s)}$; 0,5V

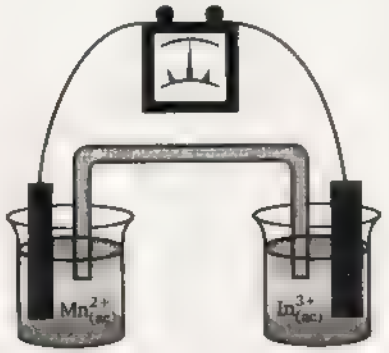
D) $Co \rightarrow Co^{2+} + 2e$; 0,5V

E) $Ag_{(s)} \rightarrow Ag^+ + 1e$; 0,8V

90. Respecto a la siguiente celda galvánica, indique la proposición incorrecta:

Dato: $E°_{In^{3+}/In} = -0,34V$

$E°_{Mn^{2+}/Mn} = -1,18V$



ánodo cátodo

A) La notación abreviada de la celda galvánica es:
$Mn_{(s)} / Mn^{2+}_{(ac)} // In^{3+}_{(ac)} / In_{(s)}$

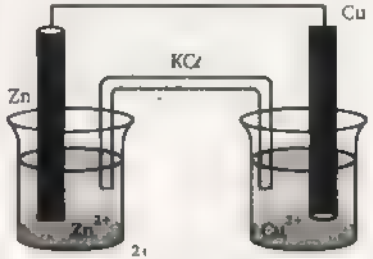
B) Por el puente salino, fluyen los electrones del electrodo de indio hacia el electrodo de manganeso.

C) El potencial normal de la celda es +0,84V.

D) El electrodo de manganeso se disuelve por un proceso de oxidación, segun:
$Mn_{(s)} - 2e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(ac)}$

E) La reacción espontánea de la celda es:
$3Mn_{(s)} + 2In^{3+}_{(ac)} \rightarrow 3Mn^{2+}_{(ac)} + 2In_{(s)}$

91. En la figura se representa una celda galvánica a condiciones estándar.



$Zn \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e$

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

Señale lo correcto:

A) En la celda galvánica el $Zn_{(s)}$ se oxida y el Cu^{2+} se reduce, por lo que se deduce
$E°(Zn^{2+}/Zn) > E°(Cu^{2+}/Cu)$.

B) Bajo ciertas condiciones, el proceso mostrado puede ser no espontáneo.

C) Debido a que el cátodo es positivo, los aniones del puente salino, van al cátodo.

D) Si el electrodo de Cu es el cátodo, aquí ocurre la reducción, por lo que la masa del electrodo aumenta.

E) Una vez que empieza a operar, la celda galvánica puede seguir funcionando sin el puente salino

92. Mediante el proceso de galvanizado, el hierro se recubre con zinc, con el objeto de utilizar el zinc como ánodo de sacrificio al formarse una celda galvánica. De esta forma, los iones Fe^{2+} que pudieran aparecer por la oxidación inevitable del hierro se vuelven a reducir a hierro metálico por la oxidación espontánea del zinc, según la siguiente reacción:

$Fe^{2+}_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow Fe_{(s)} + Zn^{2+}_{(ac)}$

Otro elemento, diferente del zinc, que podría reducir a los iones Fe^{2+} a hierro metálico es

Dato:

$Ag^+_{(ac)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $E° = +0,80V$

$Pb^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}$ $E° = -0,13V$

$Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $E° = -0,44V$

$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ $E° = -0,76V$

$Mg^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}$ $E° = -2,37V$

$Sn^{2+}_{(ac)} + 2e \rightarrow Sn_{(s)}$ $E° = +0,15V$

A) una barra de plata conectada a una tubería de hierro.

B) una barra de estaño conectada a una tubería de hierro.

C) una barra de cobre conectada a una tubería de hierro.
D) una barra de plomo conectada a una tubería de hierro
E) una barra de magnesio conectada a una tubería de hierro.

93. En base a los potenciales estándar de reducción para las semirreacciones escritas a continuación.

$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$ $E^o = -0,76V$

$Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $E^o = -0,44V$

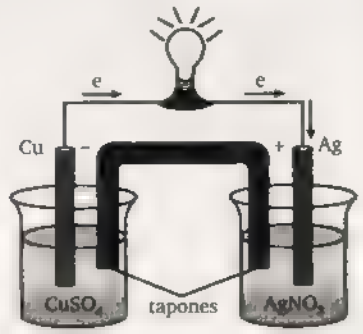
$Ag_{(ac} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $E^o = +0,80V$

Indique verdadero (V) o falso (F), a las siguientes proposiciones; según corresponda

I. Para la semirreaccion: $2Ag^+_{(ac)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$, su potencial de reducción es $E^o = 1,6V$
II. El $Zn_{(s)}$ es mejor agente reductor que el $Fe_{(s)}$ y $Ag_{(s)}$.
III. El ion $Ag^+_{(ac)}$ es mejor agente oxidante que los iones $Zn^{2+}_{(ac)}$ y $Fe^{2+}_{(ac)}$

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FVV E) FFV

94. A continuación se muestra una celda galvánica, cuyo potencial estándar es +0,46V. Califique como verdadero (V) o falso (F), según corresponda, a cada una de las siguientes proposiciones
Dato: $E^o_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34V$



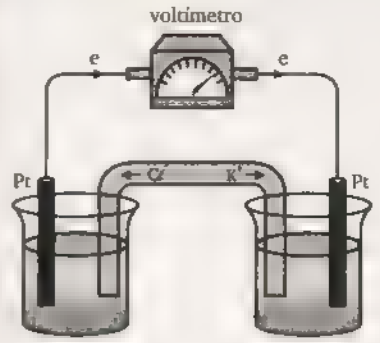
I. El electrodo de plata actúa como el ánodo de la celda galvánica.
II. Con la información anterior se puede determinar: $E^o\ Ag^+/Ag$
III Durante el funcionamiento de la celda galvánica, el ánodo aumenta de masa, por la deposición de cobre metálico en su superficie.

A) FVF B) FVV C) FFF
D) VFF E) FFF

95. Se construye una celda galvánica mostrada en el diagrama adjunto. Considerando los potenciales normales de reducción:

$Fe^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)}$ $E^o = 0,77V$

$Sn^{4+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$ $E^o = 0,15V$

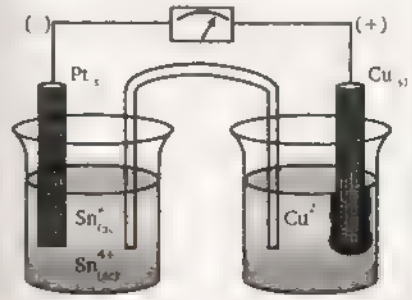


Indique el valor de verdad de cada proposición:
I. Ambas semiceldas utilizan electrodos inertes
II. El potencial de la celda es $E^o_{celda} = 0,62V$.
III. La representación de la celda es:

$Pt_{(s)} / Fe^{2+}_{(ac)}, Fe^{3+}_{(ac)} // Sn^{4+}_{(ac)}, Sn^{2+}_{(ac)} / Pt_{(ac)}$

A) VVV B) VVFC) VFF
D) VFV E) FFV

96. Identifique la alternativa correcta, para la celda galvánica mostrada a continuación:



Dato.
$Sn^{4}_{(ac)} + 2e \rightarrow Sn^{2+}_{(ac)}$ $E^o = +0,14V$

$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E^o = +0,34V$

A) Los electrones fluyen desde el electrodo de cobre hacia el electrodo de platino.
B) El electrodo de cobre se disuelve, debido a su naturaleza de ánodo
C) Los iones Sn^{4+} oxidan a los iones Sn^{2+}
D) Sobre la superficie del electrodo de platino, se produce la oxidación.
E) El potencial normal de la celda galvánica es $E^o = +0,48V$

97. Indique que proposiciones son correctas:
I. Toda pila de concentración el potencial estándar es cero
II Existe movimiento de electrones desde el cátodo hacia el ánodo.
III. Si un potencial de pila es negativo entonces en dicha pila no existe un flujo neto de electrones.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y III E) I y II

98. Indique que proposiciones son incorrectas, respecto a las baterías.
I. Son fuente voltaje constante.
II. Las pilas primarias son recargables.
III. En la pila primaria el ánodo es de grafito.

A) II y III B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

E&M

99. De las siguientes proposiciones respecto al acumulador de plomo.

I. En su forma convencional el ánodo es de Pb y el cátodo es de PbO_2.

II Durante su descarga se genera $PbSO_4$ sólido en los electrodos.

III. La recarga es un proceso de electrólisis. Es (son) correcta(s)

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I, II y III E) I y III

100. De las siguientes proposiciones

I. La pila de Leclanché es de menor rendimiento que una pila alcalina.

II. Las pilas primarias no son recargables.

III. En el cátodo se verifica la reducción. Es (son) correcta(s).

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Resolución 1:

Sobre la electrólisis

I. Es un proceso que consume energía eléctrica para producir reacciones redox.

→ proposición falsa

II. La electrólisis consiste en reacciones redox no espontáneas.

→ proposición falsa

III. Los electrodos pueden ser activos os er inertes.

→ proposición falsa

Rpta.: C

Resolución 2:

I. Mediante la electrólisis se obtienen sustancias, por ejemplo metales alcalinas a partir de sus sales fundidas.

→ proposición verdadera

II. Una de las aplicaciones de la electrólisis es recubrir los elementos metálicos como el oro o la plata (dorado y plateado), se puede utilizar para embellecer la parte externa de diferentes objetos.

→ proposición verdadera

III. Otra aplicación de la electrólisis es la purificación de los métodos, por ejemplo la purificación electrolítica del cobre.

→ proposición verdadera

Rpta.: A

Resolución 3:

En las cuatro primeras alternativas encontramos procesos que guardan relación con la electroquímica. En cambio en la hidrogenación de grasas lo que se busca es cambiar ciertas características de aceites y grasas para evitar su enranciamiento y darle estabilidad.

Rpta.: E

E&M

Resolución 4:

I. En las celdas electrolíticas en el ánodo ocurre la oxidación y en el cátodo ocurre la reducción.

→ proposición verdadera

II. Los electrones circulan por el circuito externo del ánodo hacia el cátodo.

→ proposición falsa

III. En las celdas electrolíticas ocurren reacciones redox no espontáneas, mientras que en las celdas voltaicas ocurren reacciones redox espontáneas.

→ proposición verdadera

Rpta.: E

Resolución 5:

Con relación a los procesos electrolíticos:

I. Las celdas electrolíticas consumen energía eléctrica no la produce.

→ proposición falsa

II. Un faraday (F) equivale a 96500C.

→ proposición verdadera

III. A partir de la sal (NaCℓ) fundida se obtiene $Na_{(\ell)}$ y $C\ell_{2(g)}$

→ proposición verdadera

Rpta.: E

Resolución 6:

I. Si el agua tiene mayor potencial que los iones en solución, entonces se oxida o se reduce

→ proposición verdadera

II. $Eq(Au) = \frac{197}{3} = 65,7g/Eq$

$Eq(Ag) = \frac{108}{1} = 108g/Eq$

con 1F se deposita mayor masa de palta que de oro.

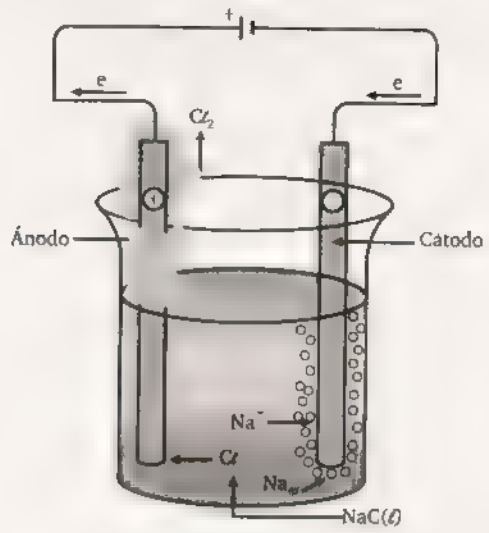
→ proposición falsa

III. Los alcalinos se obtienen a partir de la electrólisis de sus sales fundidas.

→ proposición verdadera

Rpta.: C

Resolución 7: La electrólisis del cloruro de sodio (NaCℓ) fundido



Semireacciones

Ánodo: (oxidación)

$2C\ell^- \rightarrow C\ell_{2(g)} + 2e$

Cátodo

$2Na^+ + 2\ell^- \rightarrow 2Na_{(\ell)}$

I. Aproximadamente el cloruro de sodio se funde a 801°C, en el ánodo se obtiene $C\ell_{2(g)}$.

→ proposición verdadera

II. En el cátodo se obtiene $Na_{(\ell)}$

→ proposición verdadera

III. En el ánodo se obtiene $C\ell_{2(g)}$

→ proposición falsa

Rpta.: D

Resolución 8:

I En la electrólisis del agua aciculada se da las siguientes semirreacciones.

Ánodo (oxidación)

$4(OH)_{(ac)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^-$

Cátodo (reducción)

$4H^+_{(ac)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)}$

Reacción Neta:

$4H^+_{(ac)} + 4OH^-_{(ac)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

Se observa que en el ánodo se obtiene $H_{2(g)}$ y en el cátodo se obtiene $O_{2(g)}$ cuando se utilizan electrodos inertes.

→ proposición verdadera.

II. En la electrólisis del cloruro de sodio fundido, en el ánodo se libera $Cl_{2(g)}$ y en el cátodo se libera $Na_{(\ell)}$.

→ proposición verdadera.

III En la electrólisis del cloruro de sodio diluido, en el ánodo se libera $O_{2(g)}$ y en el cátodo se libera $H_{2(g)}$.

→ proposición falsa

Rpta.: D

Resolución 9:

I En la electrólisis del cloruro de sodio concentrado en el ánodo se obtiene cloro gaseoso y en el cátodo se obtiene hidrógeno gaseoso, por lo tanto e ninguno de los electrodos se recubre de un metal.

→ proposición falsa.

II. En el electrodo negativo (cátodo) se reduce el agua para producir hidrógeno gaseoso $H_{2(g)}$.

→ proposición verdadera.

III. En el ánodo se produce cloro gaseoso $Cl_{2(g)}$.

→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 10:

En la electrólisis de $NiSO_{4(ac)}$, se cumple:

I. $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$(catodo)

→ proposición verdadera

II. En el ánodo se oxida el agua liberando O_2.

→ proposición falsa

III. $Eq(Ni) = \frac{58,7}{2} = 29,35g \longrightarrow 1F$

$58,7g \longrightarrow 2F$

→ proposición verdadera

Rpta.: B

Resolución 11:

Según la primera Ley de Faraday

$1F \longrightarrow \underbrace{35,5g\ Cl_2}_{0,5\ mol}$

$? \longrightarrow 0,015\ mol$

· Carga eléctrica = 0,03 F

Rpta.: A

Resolución 12:

$Eq(ca) = \frac{40}{2} = 20g/Eq$

I = 5A

t=5h=18000 s

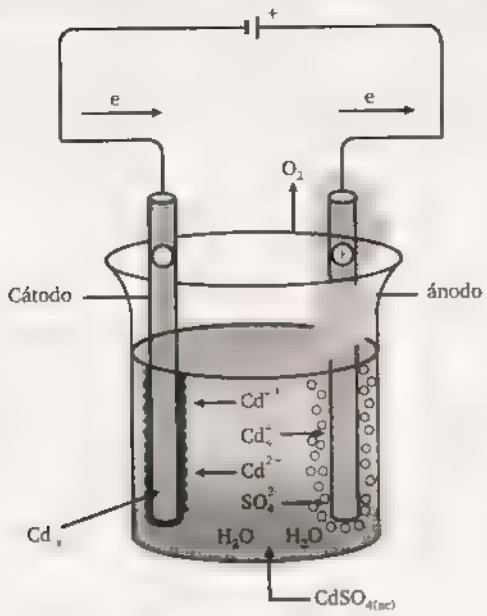
$m(ca) = \frac{Eq(ca).I.t(s)}{96500}$

$m(ca) = \frac{20.5.18000}{96500}$

m(ca) = 18,65g

Rpta.: B

Resolución 13:



La sal $CdSO_4$ disuelta en agua se disocia generando iones SO_4^{2-} y Cd^{2+}

Como en el cátodo se deposita el metal Cd, esto quiere decir que el ion Cd^{2+} se reduce según:

$$Cd^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cd_{(s)}$$

2mol de e^- ——— 1mol de Cd

2×96500 C ——— 112,4g de Cd

Q ——— 2g

$Q = I \times T$

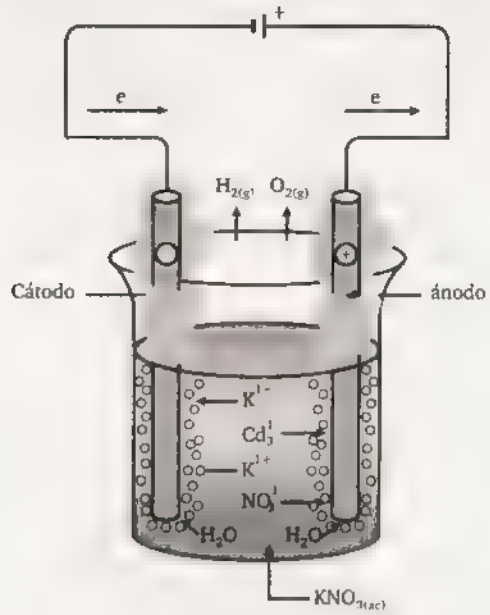
$3434,16 = 0,25 \times t$

$$\Rightarrow t = 13736,65 \not{s} \times \frac{1h}{3600 \not{s}}$$

$t = 3,8h$

Rpta.: D

Resolución 14:



El nitrato de potasio, KNO_3, en el agua se disocia generando los iones K^{1+} y NO_3^{1-}

I. El ion K^{1+} pertenece al grupo IA, por tanto en medio acuoso no se reduce; es decir, no se transforma en potasio metálico, K. El agua es quien se reduce en el cátodo produciendo $H_{2(g)}$.

→ La proposición es falsa

II. El ion nitrato, NO_3^{1-}, no se oxida en solución acuosa. El agua por tener mayor tendencia a oxidarse se descompone produciendo $O_{2(g)}$.

→ La proposición es verdadera

III. Recordemos que la concentración de una solución depende de la cantidad de soluto (KNO_3) y solvente (H_2O).

En el proceso electrólitico, el soluto no se descompone, por tanto su masa no varía; en cambio el agua (ste) se descompone por lo que su masa disminuye. De eso concluimos que la concentración de la solución electrolítica aumenta.

→ La proposición es verdadera

Rpta.: B

Resolución 15:

* En el ánodo, el ion cromo (III), Cr^{3+}, se oxida produciendo H_2CrO_4 según la siguiente semirreacción

$$Cr^{3+} + 4H_2O \rightarrow H_2CrO_4 + 6H^+ + 3e \quad \text{(oxidación)}$$

* Interpretación cuantitativa de la semirreacción

$$3 \text{ moles de } e^- \xrightarrow{\text{producen}} 1 \text{ mol de } H_2CrO_4$$

$$3F \text{ ——— } 118g$$

$$45F \text{ ——— } m_{H_2CrO_4}$$

$$\rightarrow m_{H_2CrO_4} = 1770g \text{ (masa teórica)}$$

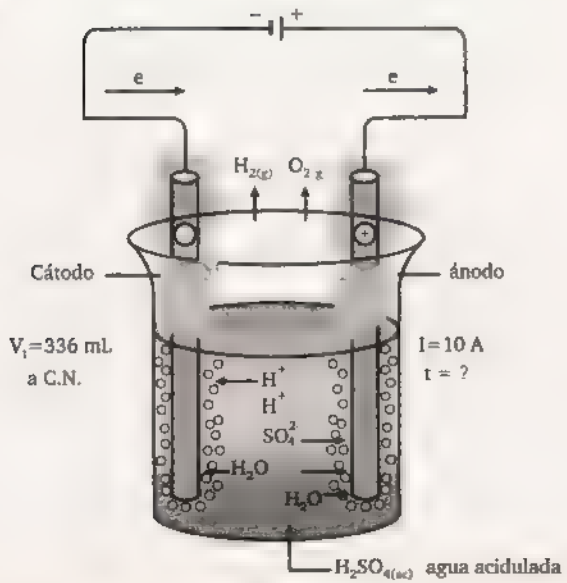
Como el rendimiento es del 80%, la masa real de H_2CrO_4 obtenida en el proceso electrolítico es

$$m_{real} = 80\% m_{H_2CrO_4} = \frac{80}{100} \times 1770g$$

$$m_{real} = 1416g$$

Rpta.: C

Resolución 16:



* Como se electroliza una disolución diluida de H_2SO_4 (agua acidulada), solo el agua es descompone tanto en el cátodo y en el ánodo

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + 1O_{2(g)}$$

* Como los productos son sustancias gaseosas (H_2 y O_2), el volumen total será la suma de los volúmenes de estos gases.

$$V_t = V_{H_2} + V_{O_2} = 336 \text{ mL} \qquad \ldots\ldots (\alpha)$$

* De la ecuación química balanceada se observa que

$$V_{H_2} = 2V_{O_2}$$

Reemplazamos en (α)

$$2V_{O_2} + V_{O_2} = 336mL$$

$$\rightarrow V_{O_2} = 112mL = 0{,}112L$$

Sabemos que a condiciones normales se cumple

$$1\text{mol de } O_2 = 32g \xrightarrow{\text{ocupa}} 22{,}4L$$

$$m_{O_2} \text{ ——— } 0{,}112L$$

$$\rightarrow m_{O_2} = 0{,}16g$$

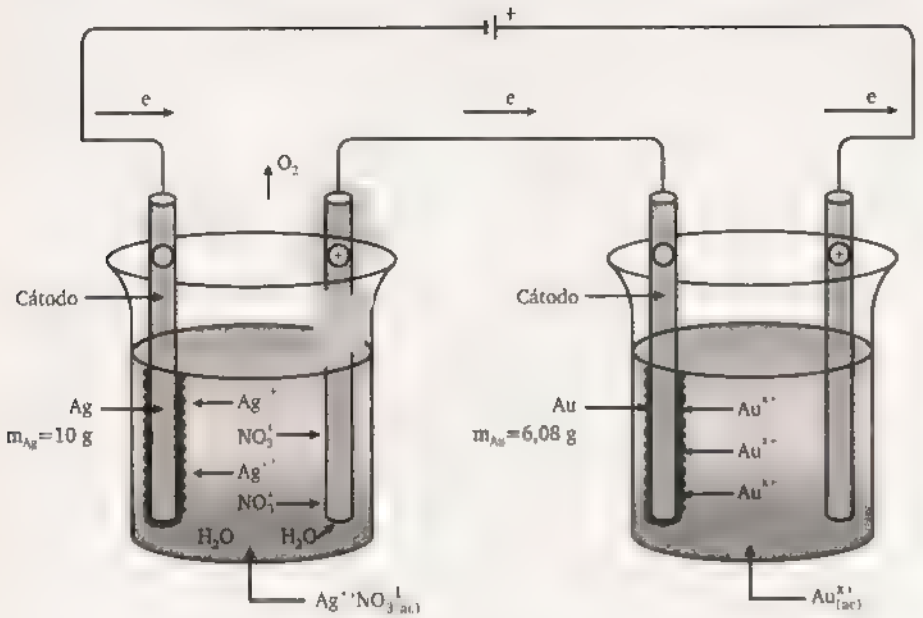
* Para calcular el tiempo que dura el proceso electrolítico, se aplica la primera ley de Faraday para el O_2.

$$m_{O_2} = \frac{Eq(O_2) \times I \times t}{96500}$$

$$t = \frac{96500 \times 0{,}16}{8 \times 10} = 193s$$

Rpta.: A

Resolución 17:



* Como por los cátodos de ambas celdas fluye la misma cantidad de electricidad, se cumple la segunda ley de Faraday.

$$\frac{m_{Ag}}{Eq(Ag)} = \frac{m_{Au}}{Eq(Au)} \quad ...(\alpha)$$

* Cálculo de la masa equivalente de la plata y del oro

$$Eq(Ag) = \frac{108}{1} = 108$$

$$Eq(Au) = \frac{197}{x}$$

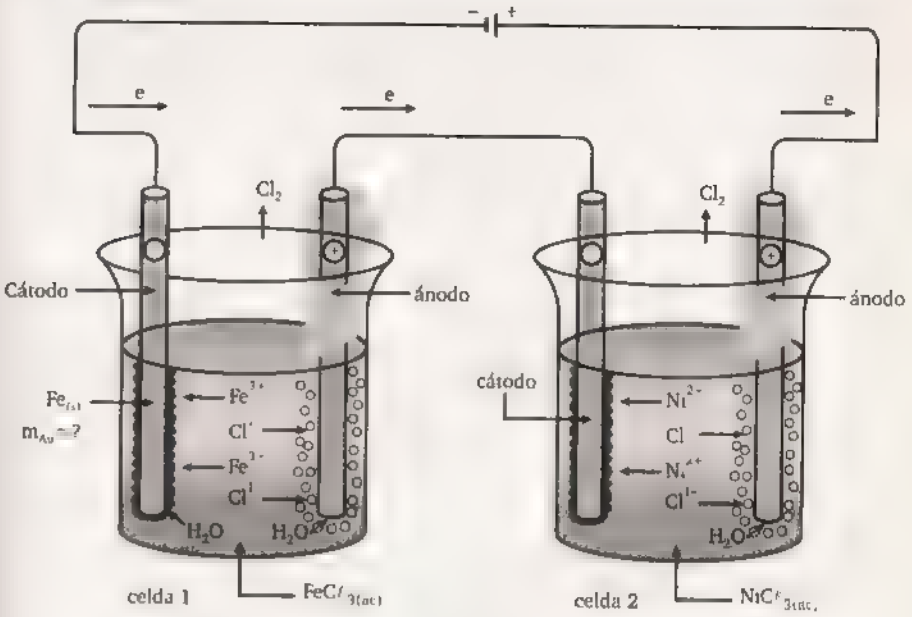
* Reemplazamos los datos en la ecuación (α)

$$\frac{10,0g}{108} = \frac{6,08g}{\left(\frac{197}{x}\right)} \rightarrow x = \frac{10,0 \times 197}{108 \times 6,08}$$

$$x = 3$$

Rpta.: C

Resolución 18:



Como por los cátodos de ambas celdas fluyen la misma cantidad de electricidad, se cumple la segunda ley de Faraday.

$$\frac{m_{Fe}}{Eq(Fe)} = \frac{m_{Ni}}{Eq(Ni)} \quad ...(\alpha)$$

Calculamos las masas equivalentes del hierro y del Níquel

$$m_{Eq}(Fe) = \frac{56}{3} \quad \wedge \quad m_{Eq}(Ni) \quad \frac{59}{3}$$

Reemplazamos en (α)

$$\frac{m_{Fe}}{\left(\frac{56}{3}\right)} = \frac{m_{Ni}}{\left(\frac{59}{3}\right)}$$

$$\Rightarrow \frac{m_{Fe}}{m_{Ni}} = \frac{56k}{59k}$$

Como: $m_{Fe} + m_{Ni} = 4g$

$$\rightarrow 56k + 59k = 4g$$

$$k = 0,035$$

$$\Rightarrow m_{Fe} \approx 1,94g \wedge m_{Ni} \approx 2,06g$$

$$m_{Ni} - m_{Fe} = 0,12g$$

Rpta.: B

Resolución 19:

* La interpretación cuantitativa de la semirreacción de reducción del ion Zn^{2+} en el cátodo es:

$$Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$$

2moles de e^- ——— 1mol de Zn

$2 \times 96500\ C$ ——— 65

Q ——— m_{zn}

$$\Rightarrow m_{Zn} = \frac{65 \times Q}{2 \times 96500} \quad ... \ (\alpha)$$

Se sabe:

$\boxed{Q = I \times t}$ I: (A) ; t: (s)

$$Q = 5A \times 1h \times \frac{3600s}{1h}$$

$$Q = 18000\ C$$

Reemplazamos el valor de la carga en (α)

$$m_{Zn} = \frac{65 \times 18000}{2 \times 96500}$$

$$\therefore m_{Zn} = 6,1g$$

Rpta.: D

Resolución 20:

Primer metodo

* Interpretación cuantitativa de la semirreacción de reducción del ion Cr_2^{3+} en el cátodo.

$$Cr^{3+}_{2(ac)} + 6e^- \longrightarrow 2Cr_{(s)}$$

6moles de e^- ——— 2mol de Cr

$6 \times 96500\ C$ ——— $2 \times 52g$ de Cr

Q ——— 8g

De $\boxed{Q = I \times t}$

$$44538,4 = 2 \times t$$

$$\Rightarrow t = 22269,2s \times \frac{1h}{3600s} \quad \therefore t = 6,18h$$

Segundo método

* Utilizando la ecuación de la primera ley de Faraday.

$$m_{Cr_2} = \frac{Eq(Cr) \times I \times t}{96500}$$

Donde: I: Intensidad de corriente (A)

t: Tiempo que dura el proceso electrolítico (s)

Eq(Cr): masa equivalente del cromo

Datos: $I = 2A$

$m_{Cr_2} = 8g$

$$Eq(Cr) = \frac{2 \times 52}{6} = \frac{52}{3}$$

Reemplazamos los valores de cada término en la ecuación

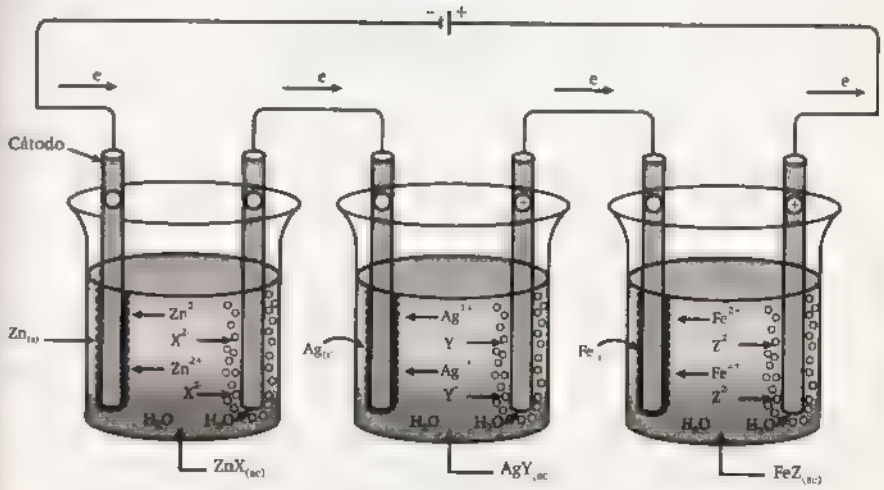
$$8 = \frac{52}{3} \times \frac{2 \times t}{96500}$$

$$\Rightarrow t = 22269,23\,\cancel{s} \times \frac{1h}{3600\,\cancel{s}}$$

$t = 6,18h$

Rpta.: D

Resolución 21:



Celda 1

Cátodo: $Zn^{2+}_{(ac)} + 2e \longrightarrow Zn_{(s)}$

1mol de $Zn_{(s)}$ ——— 2moles de e

? ——— 0,2moles de e^-

$n_{Zn} = 0,1$

$0,1 = \frac{m_{Zn}}{65}$

$\therefore m_{Zn} = 6,5g$

Celda 2

Cátodo: $Ag^{1+}_{(ac)} + 1e^- \longrightarrow Ag_{(s)}$

1mol de $Ag_{(s)}$ ——— 1 mol de e^-

? ——— 0,2 moles de e^-

$n_{Ag} = 0,2$

$0,2 = \frac{m_{Ag}}{108}$

$m_{Ag} = 21,6g$

Celda 3

Cátodo: $Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$

1mol de $Fe_{(s)}$ ——— 2 moles de e^-

? ——— 0,2 moles de e^-

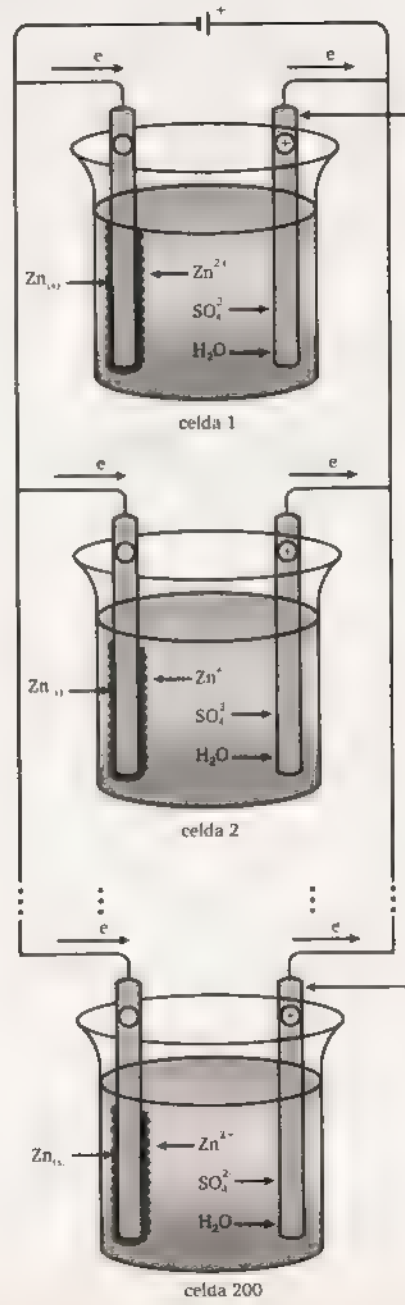
$0,1 = \frac{m_{Fe}}{56}$

$m_{Fe} = 5,6g$

Se observa que la mayor masa es de plata (Ag)

Rpta.: A

Resolución 22:



I 1,158A

$t = 20\text{min} \times \frac{3600s}{1\text{min}}$

= 72000s

$I_{TOTAL} = 200\ I$

$I_{TOTAL} = 200 \times (1,158A)$

$I_{TOTAL} = 231,6\ A$

(Se refiere entre las celdas)

* La masa total de Zinc producida por electrólisis del $ZnSO_{4(ac)}$ se calcula multiplicando la masa de plata producida en el cátodo de una celda por el número de celdas electrolíticas.

$$m_t = \#\text{celdas} \times m_{Ag} \quad \ldots (\alpha)$$

* Como las 200 celdas están en paralelo y además contienen los mismos electrolitos, quiere decir que la intensidad de corriente es la misma en cada celda; pero en cada una es igual a 1,158A

* La masa de cinc depositado en el cátodo de cada celda se calcula aplicando la primera ley de Faraday.

$$m_{Zn} = \frac{Eq(Zn) \times I \times t}{96500}$$

$$\rightarrow m_{Zn} = \frac{\left(\frac{65}{2}\right) \times 1,158 \times 72000}{96500} = 28,08g$$

Reemplazando en la ecuación (α)

$$m_t = 200\text{celdas} \times \frac{28,08g}{1\ \text{celda}} = 5616g$$

$$m_t = 5616g \times \frac{1kg}{1000g} = 5,6kg$$

Rpta.: C

Resolución 23:

Dato: m = 545g

I = 77,2 A

Para determinar el equivalente (Eq) del producto necesitamos calcular el cambio en el estado de oxidación:

$$C_6H_5NO_2 \longrightarrow C_6H_4(OH)NH_2$$

$$\begin{bmatrix} \text{gano 2 "H"} \\ \text{perdio 1 "O"} \end{bmatrix}$$

Se reduce; $\theta = 4$

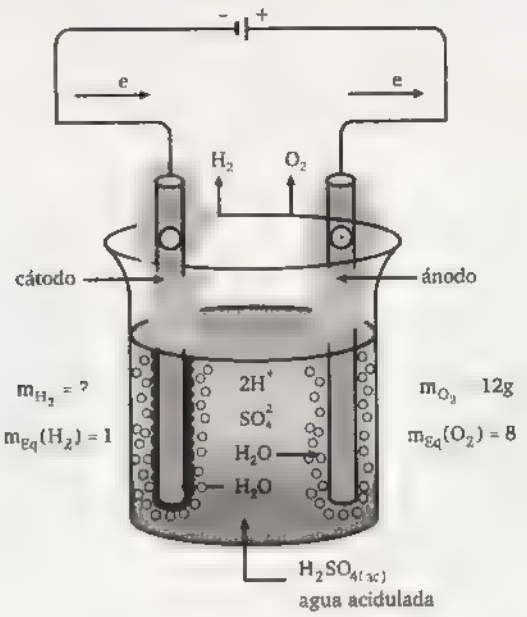
$$Eq\,C_6H_4(OH)NH_2 = \left(\frac{109}{2}\right)$$

$$m = \frac{Eq.I.t(s)}{96500} \rightarrow t = 25000s$$

$$t = 6,9h$$

Rpta.: E

Resolución 24:



* El agua acidulada es una solución diluida, esto quiere decir que solo el agua se descompone en el cátodo y en el ánodo.

* En el ánodo, el agua se oxida produciendo O_2 y en el cátodo se reduce produciendo H_2. Esto quiere decir que

$$m_{O_2} = 12g$$

* Por el cátodo y ánodo fluye la misma cantidad de electrones, entonces se cumple la segunda ley de Faraday.

$$\#Eq - g(H_2) = \#Eq\ \ g(O_2)$$

$$\frac{m_{H_2}}{Eq(H_2)} \quad \frac{m_{O_2}}{Eq(O_2)}$$

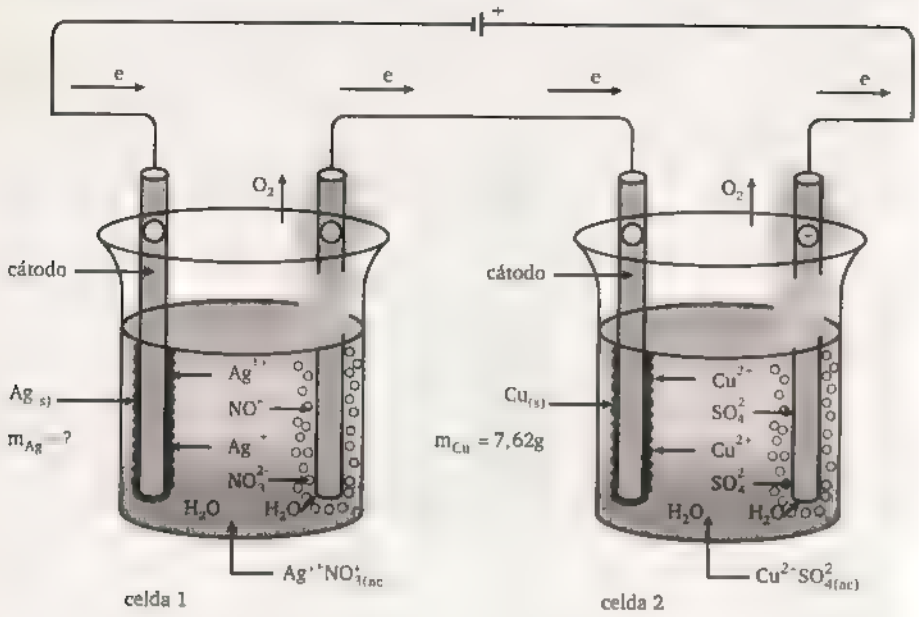
Reemplazamos los datos

$$\frac{m_{H_2}}{1} = \frac{12}{8}$$

$\therefore m_{H_2} = 1,5g$ (masa desprendida en el cátodo)

Rpta.: E

Resolución 25:



- Como las 2 celdas están conectadas en serie y por los cátodos fluye la misma cantidad de electrones, entonces se puede aplicar la segunda ley de Faraday.

$$\frac{m_{Ag}}{Eq(Ag)} = \frac{m_{Cu}}{Eq(Cu)} \quad \ldots(\alpha)$$

- Cálculo de las masas equivalentes de Cu y Ag

$$Eq(Cu) = \frac{M.A(Cu)}{EO} = \frac{63,5}{2} = 31,75$$

$$Eq(Ag) \quad \frac{M\,A(Ag)}{EO} = \frac{108}{1} \quad 108$$

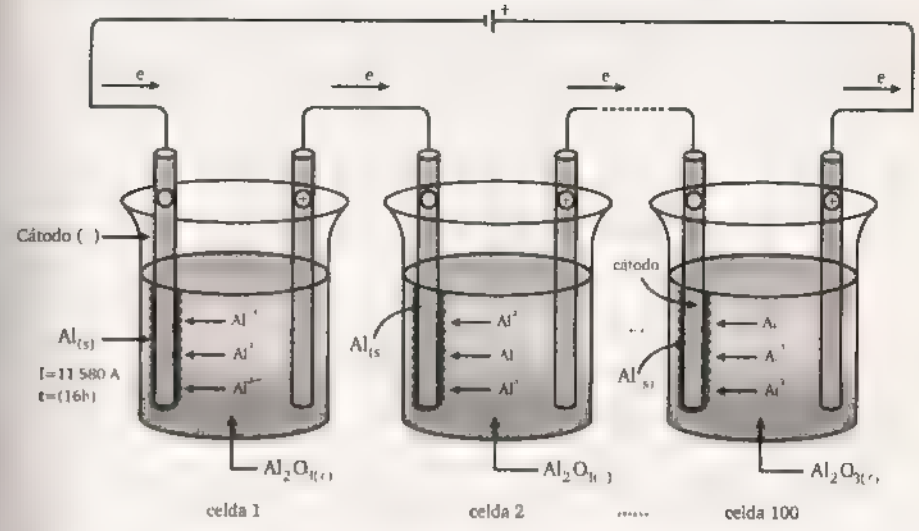
- Reemplazamos en la ecuación α

$$\frac{m_{Ag}}{108} \quad \frac{7,62g}{31,75}$$

$$m_{Ag} \quad 25,92g$$

Rpta.: C

Resolución 26:



- Cálculo de la cantidad de carga eléctrica en la primera celda electrolítica

$$Q = I \times t = 11580\frac{C}{\cancel{s}} \times 16\cancel{h} \times \frac{3600\cancel{s}}{1\cancel{h}}$$

$$\rightarrow Q = 11580 \times 16 \times 3600C$$

- Semirreacción de reducción del ion Al^{3+} en el cátodo

$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$$

- Interpretación cuantitativa de la semirreacción

3 moles de e^- $\xrightarrow{\text{produce}}$ 1 mol de Al

$3 \times 96500C$ ——— 27g de Al

$Q = I.t = 11580 \times 16 \times 3600C$ —— m_{Al}

$$\rightarrow m_{Al} = \frac{27g \text{ de Al}}{3 \times 96500C} \times 11580 \times 16 \times 3600C$$

$$= 62208g$$

- Las condiciones de operación de las 100 celdas son las mismas, por estar conectadas en serie. Entonces en los cátodos se produce la misma masa de aluminio.

masa total de Al= 100 × masa de Al por celda

$$m_t = 100 \times 62208\cancel{g} \times \frac{1kg}{1000\cancel{g}}$$

$$m_t = 6220,8kg$$

Rpta.: A

E&M

Resolución 27:

$$\frac{m(O_2)}{Eq(O_2)} = \frac{m(Co)}{Eq(Co)}$$

$$\frac{m(O_2)}{8g} = \frac{5,9g}{\left(\frac{59}{3}\right)g} \rightarrow m(O_2) = 2,4g$$

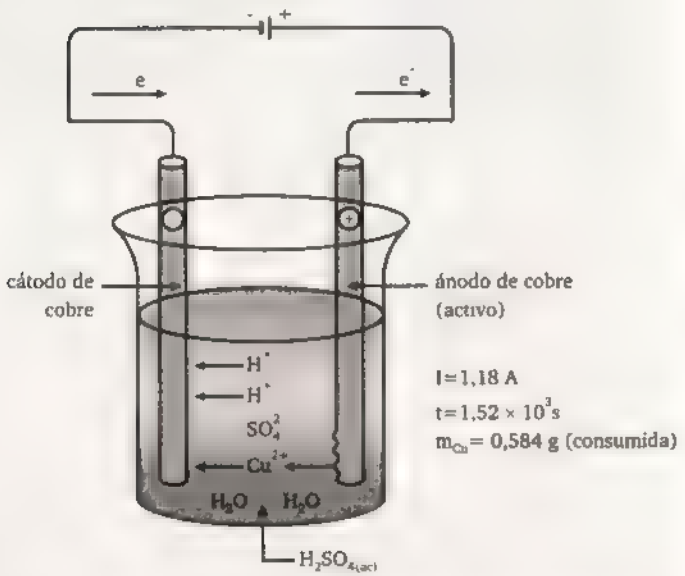
Luego

$$32g\ O_2 \xrightarrow{CN} 22,4L$$

$$2,4g\ O_2 \xrightarrow{CN} V \rightarrow V = 1,68L$$

Rpta.: A

Resolución 28:



I = 1,18 A
t = 1,52 × 10³ s
m_{Cu} = 0,584 g (consumida)

* Cálculo de la cantidad de carga eléctrica involucrada en el proceso.

$$Q = I \times t = 1,18\frac{C}{s} \times 1,52 \times 10^3 s = 1793,6C$$

* El ánodo de cobre pierde masa porque se oxida a ion Cu^{2+}. Esto quiere decir que el ánodo es un electrodo activo.

$$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^- \quad \text{(oxidación)}$$

Interpretación cuantitativa de la semirreacción de oxidación del cobre.

1mol de Cu ——— 2 moles de e^-

63,5g ——— 2 moles de e^-

0,584g ——— n_{e^-}

$$\rightarrow n_e = \frac{2 \text{ moles de e}}{63,5g} \times 0,584g$$

$$= 0,0184 \text{ mol de } e^-$$

* Como la carga de un electrón es $1,6022 \times 10^{-19}$C y asumiendo que NA es el número de Avogadro, entonces la cantidad de carga eléctrica será

$$Q' = (0,0184N_A) \times (1,6022 \times 10^{-19}C)$$

$$= 0,0295N_A \times 10^{-19}C$$

* Como en el proceso electrolítico la cantidad de carga se conserva, tenemos que

$$Q = Q'$$

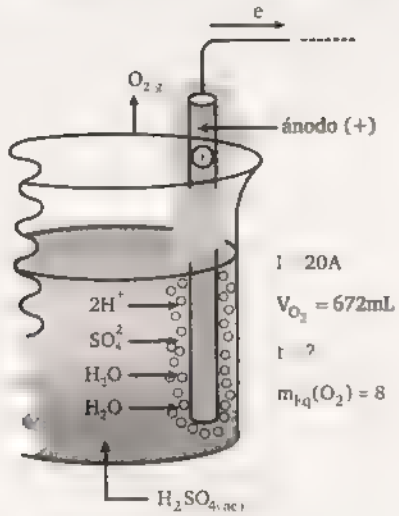
$$\rightarrow 1793,6C = 0,0295N_A \times 10^{-19}C$$

$$N_A = \frac{1793,6}{0,0295 \times 10^{-19}} = 60800 \times 10^{19}$$

$$= 6,08 \times 10^{23}$$

Rpta.: E

Resolución 29:



I = 20A

V_{O_2} = 672mL = 0,672L a C.N

t = ?

$m_{Eq}(O_2) = 8$

* La intensidad de corriente (I), el tiempo (t) y la cantidad de carga eléctrica (Q) se relacionan en la ecuación

$$Q = I \times t \rightarrow t = \frac{Q}{I} \qquad (\alpha)$$

* El agua acidulada es una solución diluida de H_2SO_4, esto quiere decir que solo el agua se descompone. En el ánodo, el agua se oxida produciendo $O_{2(g)}$.

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e$$

* Interpretación cuantitativa de la semirreacción de oxidación del H_2O

$$4\text{moles de } e^- \xrightarrow{\text{produce}} 1\text{mol } O_2$$

$$4 \times 96500\,C \text{ ——— } 22,4L$$

$$Q \text{ ——— } 0,672L$$

$$\rightarrow Q = \frac{4 \times 96500C}{22,4L} \times 0,672L \quad 11580\,C$$

Reemplazamos en la ecuación (α)

$$t \quad \frac{11580C}{20C/s} \quad 579s$$

Rpta.: A

Resolución 30:

En los ánodos de las dos celdas se libera O_2. Calculamos la masa cobre·

$CuSO_4$; M=0,5mol/L y V=1L

Entonces n = M.V = 0,5mol $\rightarrow$ $CuSO_4$ contiene 0,5 mol Cu

$$Eq(Cu) = \frac{65,4g}{2} = \frac{1mol}{2}(Cu) = 0,5mol(Cu)$$

Entonces de libera $1Eq(O_2)$ y contando el de la otra celda en total son $2Eq(O_2)$.

Como: $1Eq(O_2) = 8g \rightarrow 5,6L$

$$2Eq(O_2) = 16g \rightarrow 11,2L$$

Rpta.: B

Resolución 31:

Se lleva a cabo la electrólisis del agua acidulada, donde

I = 9,65 ampere

t = 5 horas = 18000 s

Como se sabe en esta electrólisis se obtienen los gases hidrógeno H_2 ($\overline{M}=2$) y oxígeno O_2 ($\overline{M}=32$), cuyas masas y moles lo hallamos de:

$$m = \frac{Eq \times I \times t}{96500}$$

$$m_{H_2} = \frac{(1) \times 9,65 \times 18000}{96500} = 1,8g$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{1,8}{2} = 0,9$$

$$m_{O_2} = \frac{(8) \times 9,65 \times 18000}{96500} = 14,4g$$

$$n_{O_2} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{14,4}{32} = 0,45$$

Por lo tanto las moles totales de gases recogidos son:

$$n_T = 0,9 + 0,5 = 1,35$$

* Dichos gases se recogen en un recipiente de 24,6 litros a 27°C (300K), luego la presión total que ejercen en este recipiente es:

$$P_T = \frac{n_T \times R \times T}{V}$$

$$P_T \quad \frac{1,35 \times 0,082 \times 300}{24,6} = 1,35atm$$

Rpta.: E

E&M

Resolución 32:

* Calculamos el volumen del cromo metálico

$$V = \text{espesor} \times \text{área} = (0{,}01\times10^{-3}\text{m})(0{,}025\text{m}^2)$$

$$= 25\times10^{-8}\text{m}^3\times\frac{10^6\text{cm}^3}{1\text{m}^3}$$

$$\Rightarrow V = 0{,}25\text{cm}^3$$

Como:

$$\rho = \frac{m}{v} \Rightarrow \rho V$$

$$= 7{,}2\ \frac{g}{cm^3}\times 0{,}25\text{cm}^3$$

$$\Rightarrow m = 1{,}8\text{g}$$

* Balanceamos la ecuación química para hallar el número de electrones transferidos

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 12e^- \rightarrow 2Cr + 7H_2O$$

Se observa que el número de electrones transferidos es 12.

De la primera ley de Faraday se tiene

$$m = \frac{2(m_{Eq}(Cr))\times I\times t}{96500}$$

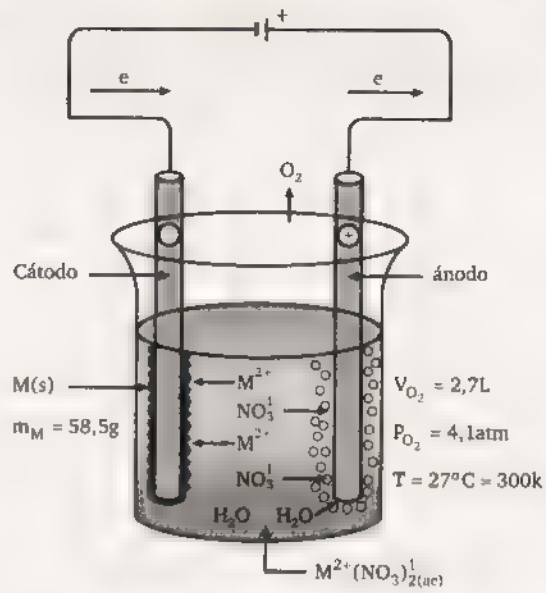
$$1{,}8 = \frac{2\times52\times2{,}5\times t}{12\times96500}$$

$$\Rightarrow t = 8016{,}92\cancel{s}\frac{1h}{3600\cancel{s}}$$

$$t = 2{,}226h$$

Rpta.: B

Resolución 33:



* Por el cátodo y ánodo de la celda fluye la misma cantidad de electricidad, entonces se cumple la segunda ley de Faraday

$$\frac{m_M}{m_{Eq}(M)} = \frac{m_{O_2}}{m_{Eq}(O_2)} \qquad \ldots\ldots(\alpha)$$

* Aplicamos la ecuación universal de los gases ideales para calcular la masa de O_2 producida en el ánodo

$$m_{O_2} = \frac{\overline{M}_{O_2}\times P_{O_2}\times V_{O_2}}{R\times T}$$

$$\rightarrow m_{O_2} = \frac{32\times4{,}1\times2{,}7}{0{,}082\times300}\text{g}$$

$$m_{O_2} = 14{,}4\text{g}$$

Reemplazamos en la ecuación (α)

$$\frac{58{,}5\text{g}}{\left(\frac{\text{m.A(M)}}{2}\right)} = \frac{14{,}4\text{g}}{8} \rightarrow \text{m.A(M)} = 65$$

Por lo tanto, el metal cuya masa atómica es 65 corresponde al Zn.

Rpta.: E

Resolución 34:

Para que un metal neutro desplace a otro metal que se encuentra como catión es necesario que el metal neutro tenga mayor potencial de oxidación.

Pasando a potenciales normales de oxidación:

$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e^- \quad \varepsilon^\circ_{ox} = +1,676V$

$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2e^- \quad \varepsilon^\circ_{ox} = +0,280V$

$Na \rightleftharpoons Na^{1+} + 1e^- \quad \varepsilon^\circ_{ox} = +2,713V$

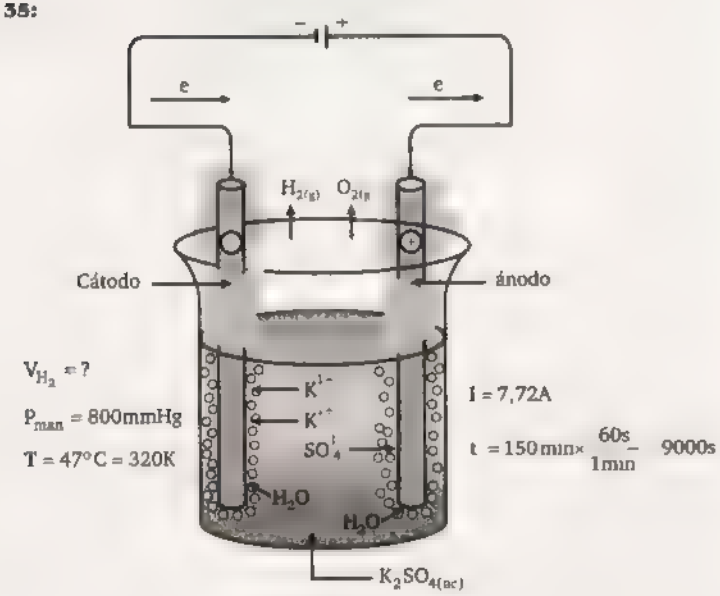
Como:

$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^- \quad \varepsilon^\circ_{ox} = +0,76V$

El metal que no logra desplazar al cinc es Co.

Rpta.: E

Resolución 35:



* Los iones K^{1+} y SO^{2-} en medio acuoso no experimentan cambios químicos Solo el agua se oxida y se reduce en el proceso electrolítico.

* Como nos piden calcular el volumen del gas hidrógeno, se analizará la semirreacción de reducción del agua en el cátodo.

$2H_2O_{(\ell)} + 2e \rightarrow H_{2(g)} + 2OH$

* La cantidad de carga eléctrica (Q) involucrada en el proceso se calcula así.

$Q = I \times t = 7,72\frac{C}{s} \times 9000s = 69480C$

* Interpretación cuantitativa de la semirreacción catódica

2 moles de $e^- \xrightarrow{\text{produce}}$ 1moles de H_2

$2 \times 96500C$ ——— 1mol de H_2

$69480C$ ——— n_{H_2}

$\rightarrow n_{H_2} \quad \frac{1mol\ de\ H_2}{2e \times 96500C} \times 69480C$

$= 0,36mol\ de\ H_2$

El volumen producido de hidrógeno se calcula aplicando la ecuación universal de los gases ideales.

$P_{abs} \times V_{H_2} = n_{H_2} \times R \times T \quad \ldots (\alpha)$

$P_{abs} = P_{atm} + P_{man} = 760mmHg + 800mmHg$

$P_{abs} = 1560mmHg$

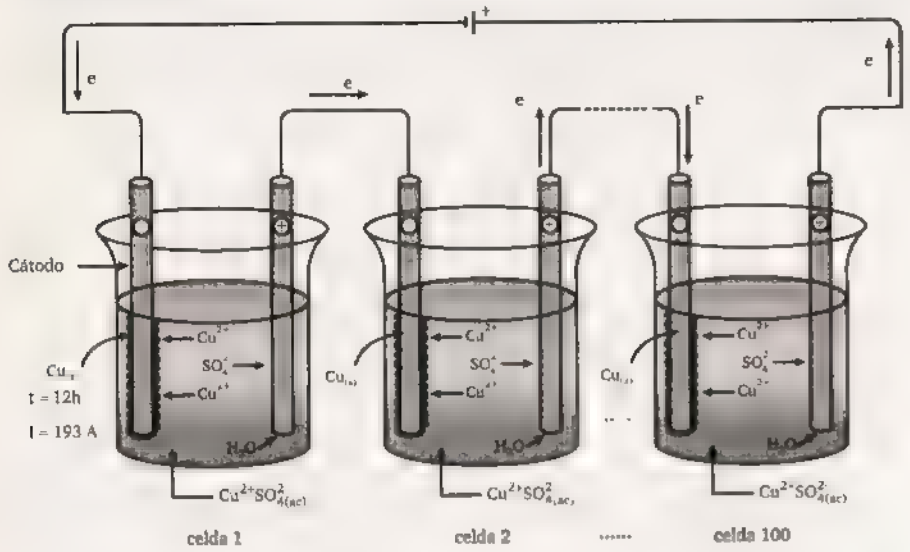
Reemplazamos en (α)

$1560 \times V_{H_2} = 0,36 \times 62,4 \times 320$

$V_{H_2} = 4,6L$

Rpta.: A

Resolución 36:



* Como las 100 celdas están conectadas en serie, quiere decir que la intensidad de corriente en cada una de ellas es la misma. por lo tanto, la masa de cobre depositada en el cátodo de cada celda es la misma.
masa total de Cu = 100 × masa de Cu una celda

$$m_t = 100 \times m_{Cu} \quad .....(\alpha)$$

* La masa de cobre depositada en cada celda se calcula aplicando la primera ley de Faraday.

$$m_{Cu} = \frac{m_{Eq}(Cu) \times I \times t}{96500} \begin{cases} I = 193\ A \\ t = 12h \times \dfrac{3600s}{1h} = 12 \times 3600s \\ m_{Eq}(Cu) = 64/2 = 32 \end{cases}$$

Reemplazamos

$$m_{Cu} = \frac{32 \times 193 \times 12 \times 3600}{96500} g$$

$$= 2764.8g$$

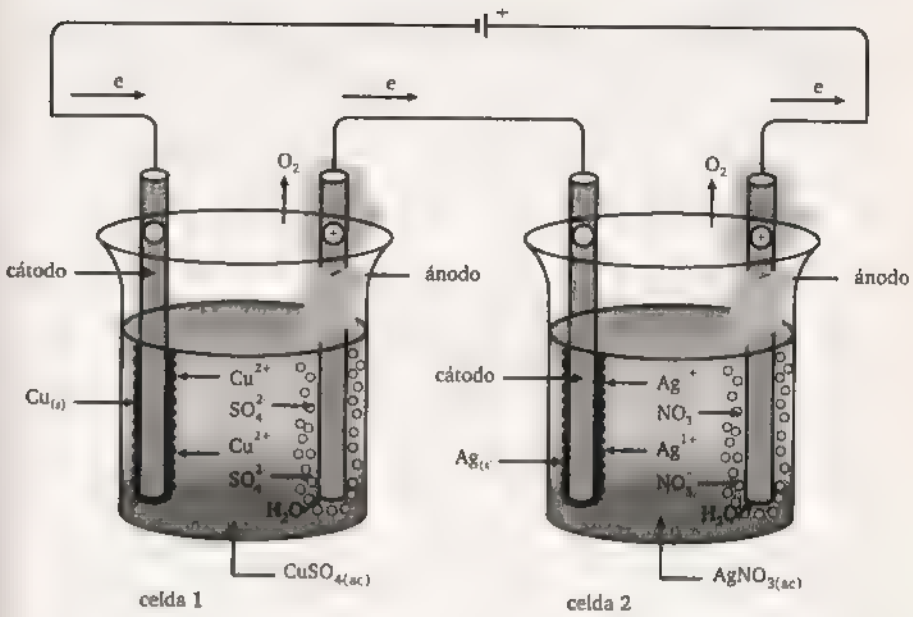
* Reemplazamos en la ecuación (α)

$$m_t = 100 \times 2764,8g \times \frac{1kg}{1000g}$$

$$m_t \quad 276,48kg = 276kg$$

Rpta.: E

Resolución 37:



Si el volumen de O_2 es 22,4L a CN en ambas celdas, entonces en cada de ellas se produce 11,2L, como:

$$1F \xrightarrow{\text{produce}} 1Eq(O_2) = 8g$$

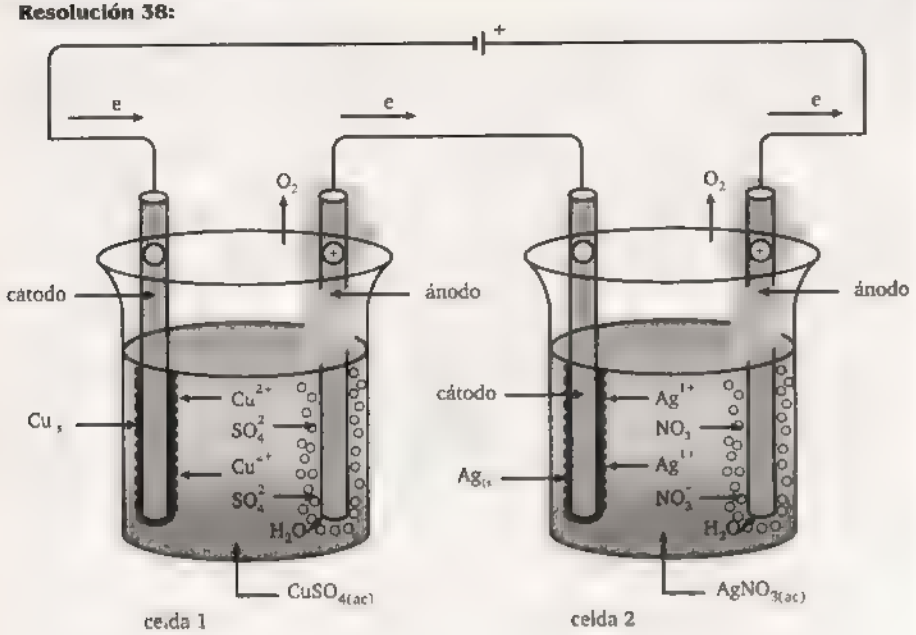
$$1F \xrightarrow{\text{produce}} 5,6L \text{ a CN}$$

$$x \xrightarrow{\text{produce}} 11,2L \text{ a CN}$$

$$x \quad 2F$$

Rpta.: C

Resolución 38:



$$1mol(O_2) = 32g \xrightarrow{CN} 22,4L$$

$$m(O_2) \xrightarrow{CN} 11,2L$$

$$m(O_2) = 16g$$

$$\frac{m(O_2)}{Eq(O_2)} = \frac{m(Ag)}{Eq(Ag)}$$

$$\frac{16g}{8g} = \frac{m(Ag)}{108g}$$

$$m(Ag) = 216g$$

Rpta.: D

Resolución 39:

$$Eq(Cu) = \frac{63,5}{2} = 31,75g$$

$$Eq(O_2) = 8g$$

$$m(Cu) = 1g$$

$$m(O_2) = ?$$

$m(O_2)$

$$\frac{m(O_2)}{Eq(O_2)} = \frac{m(Cu)}{Eq(Cu)}$$

$$\frac{m(O_2)}{8g} = \frac{1g}{31,75g} \rightarrow m(O_2) = 0,2519g$$

$$1mol(O_2) \quad 32g \xrightarrow{CN} 22,4L$$

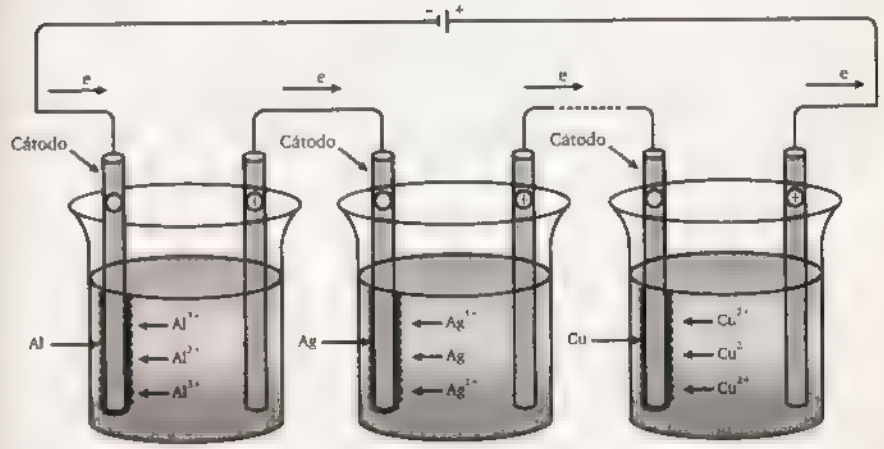
$$0,2519g \xrightarrow{CN} V$$

$$V = 0,17633L$$

$$V = 176,33mL$$

Rpta.: B

Resolución 40:



E&M

* Como las 3 celdas están conectadas en serie, por los tres cátodos fluye la misma cantidad de electrones. Aplicando la segunda ley de Faraday tenemos

$$\frac{m_{Al}}{m_{Eq}(Al)} = \frac{m_{Ag}}{m_{Eq}(Ag)} = \frac{m_{Cu}}{m_{Eq}(Cu)} \quad \ldots\ldots(\theta)$$

$$m_{Eq}(Al) = \frac{27}{3} = 9 \;\rightarrow\; m_{Eq}(Ag) = \frac{108}{1} = 108$$

$$m_{Eq}(Cu) = \frac{63,5}{2} = 31,75$$

* Como los 3 cátodos están hechos del mismo material (la misma densidad) y tienen las mismas dimensiones (igual volumen), entonces tienen la misma masa (m_C).

* Los iones Al^{3+}, Ag^{1+} y Cu^{2+} se reducen en los respectivos cátodos, por ello la masa de estos aumentan.
En el cátodo de la primera celda se cumple que

$$m_{Al} + m_C = 102,5g \quad \ldots\ldots(\alpha)$$

En el cátodo de la segunda celda se cumple que

$$m_{Ag} + m_C = 350g \quad \ldots\ldots(\beta)$$

Restamos la ecuación (α) de (β)

$$m_{Ag} + m_{Al} = 247,5g \quad \ldots\ldots(\gamma)$$

De la ecuación (θ) tenemos

$$\frac{m_{Al}}{9} = \frac{m_{Ag}}{108} \rightarrow m_{Ag} = 12m_{Al}$$

Reemplazamos en la ecuación (γ)

$$12m_{Al} - m_{Al} = 247,5g$$

$$m_{Al} = 22,5g$$

$$m_{Ag} = 12 \times 22,5g = 270g$$

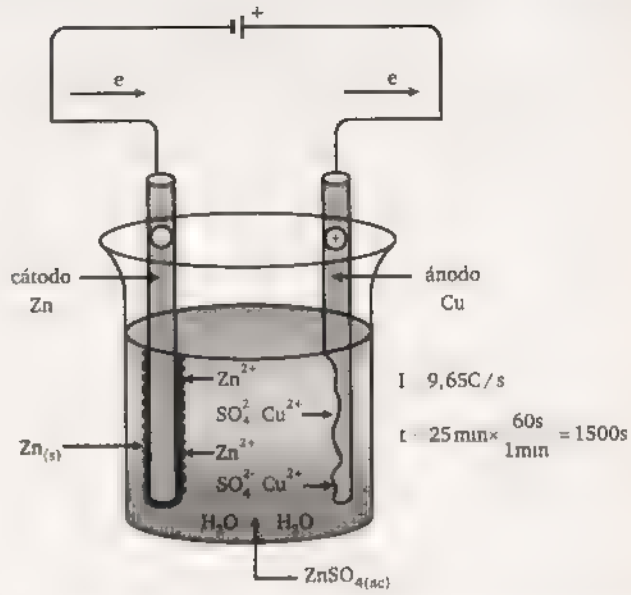
Para calcular la masa del cobre depositada en la tercera celda, utilizamos la ecuación (θ)

$$\frac{m_{Ag}}{108} = \frac{m_{Cu}}{31,75} \rightarrow \frac{270}{108} = \frac{m_{Cu}}{31,75}$$

$$\therefore m_{Cu} = 79,38g$$

Rpta.: E

Resolución 41:



* Para determinar qué electrodo actua como cátodo y ánodo, analizaremos los valores del $E°_{red}$.

$$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu \; ; \; E°_{red} = +0,34V(\text{mayor})$$

$$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn \; ; \; E°_{red} = -0,74V(\text{menor})$$

En un proceso espontáneo, el cobre sería el cátodo y el ánodo sería el zinc; pero la electrólisis es un proceso no espontáneo, lo cual quiere decir que el eléctrodo de cobre será el ánodo y el electrodo de zinc será el cátodo.

* El ánodo de cobre se oxida a ion Cu^{2+}, por tal razón su masa disminuye
La masa consumida del electrodo de cobre se calcula aplicando la primera ley Faraday.

$$m_{Cu} = \frac{m_{Eq}(Cu) \times I \times t}{96500} = \frac{(63,5/2) \times 9,65 \times 1500}{96500}$$

$$m_{Cu} = 4,76g$$

Esto quiere decir que la masa del ánodo disminuye en 4,76g

* Como el zinc es el cátodo, su masa aumenta debido a la reducción del ion Zn^{2+} presente en la solución.

La masa depositada de zinc se calcula aplicando la primera ley de Faraday

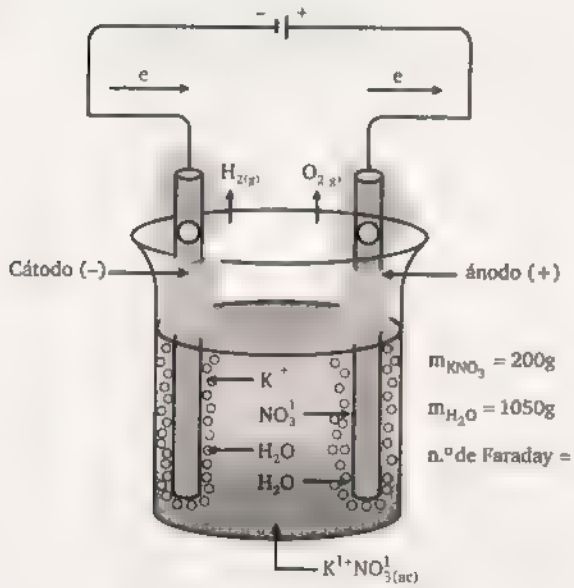
$$m_{Zn} = \frac{m_{Eq}(Zn) \times I \times t}{96500} = \frac{(65/2) \times 9{,}65 \times 1500}{96500}$$

$$m_{Zn} = 4{,}88g$$

Esto quiere decir que la masa del cátodo se incrementa en 4,88g
Por lo tanto, el ánodo disminuye en 4,76g y el cátodo aumenta en 4,88g.

Rpta.: B

Resolución 42:



* El ion K^+ y el ion NO^{3-} no experimentan cambios en el proceso electrolítico. Solo el agua se reduce (en el cátodo) y se oxida (en el ánodo) produciendo $H_{2(g)}$ y $O_{2(g)}$, respectivamente.
* Del paso anterior se deduce que la masa del KNO_3 permanece constante (200g) y la masa del agua disminuye debido a su descomposición.

* La masa de agua que se descompone al paso de 1 F de electricidad es 9g, entonces

$$1F \xrightarrow{\text{descompone}} 9g \text{ de } H_2O$$

$$50F \longrightarrow m'_{H_2O}$$

$$\rightarrow m'_{H_2O} = \frac{9g}{1F} \times 50F = 450g$$

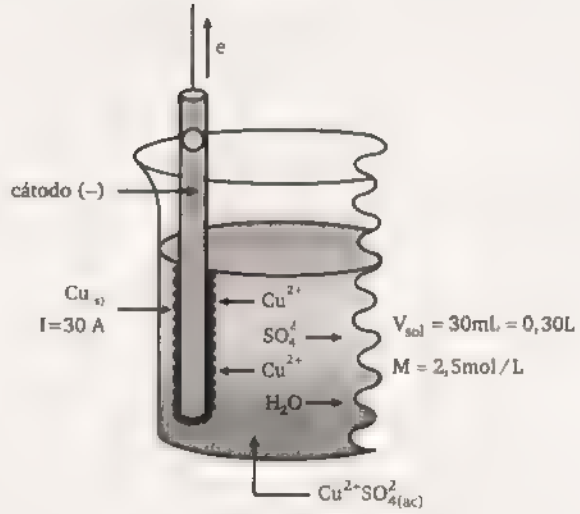
La masa final del agua será
$1050\,g - 450\,g = 600\,g$

* El porcentaje en masa de KNO_3 en la solución final será

$$\%m_{KNO_3} = \frac{200g}{200g + 600g} \times 100 = 25\%$$

Rpta.: E

Resolución 43:



El tiempo (t) que dura el proceso electrolítico se calcula a partir de la ecuación

$$t = \frac{Q}{I} \qquad (\alpha)$$

E&M

* Cálculo del número de moles de $CuSO_4$ en la solución

$$n_{CuSO_4} = M \times V_{sol} = 2,5\frac{mol}{L} \times 0,03L$$

$$n_{CuSO_4} = 0,075moles$$

* Como el $CuSO_4$ es un electrolito fuerte, en el agua se disocia por completo

$$CuSO_{4(ac)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + SO^{2-}_{4(ac)}$$

1mol de $CuSO_4$ ——— 1mol de Cu^{2+}

0,075moles de $CuSO_4$ ——— $n_{Cu^{2+}}$

$\rightarrow n_{Cu^{2+}} = 0,075moles$

* Esta es la cantidad de ion Cu^{2+} que se reducirá por completo.
Interpretación cuantitativa de la semirreacción de reducción del ion Cu^{2+}

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

1 mol de Cu^{2+} $\xrightarrow{consume}$ 2moles e^-

1 mol de Cu^{2+} ——— $2 \times 96500C$

0,075moles de Cu^{2+} ——— Q

$$\rightarrow Q = \frac{2 \times 96500C}{1\ mol\ de\ Cu^{2+}} \times 0,075moles\ de\ Cu^{2+}$$

$$Q = 14475C$$

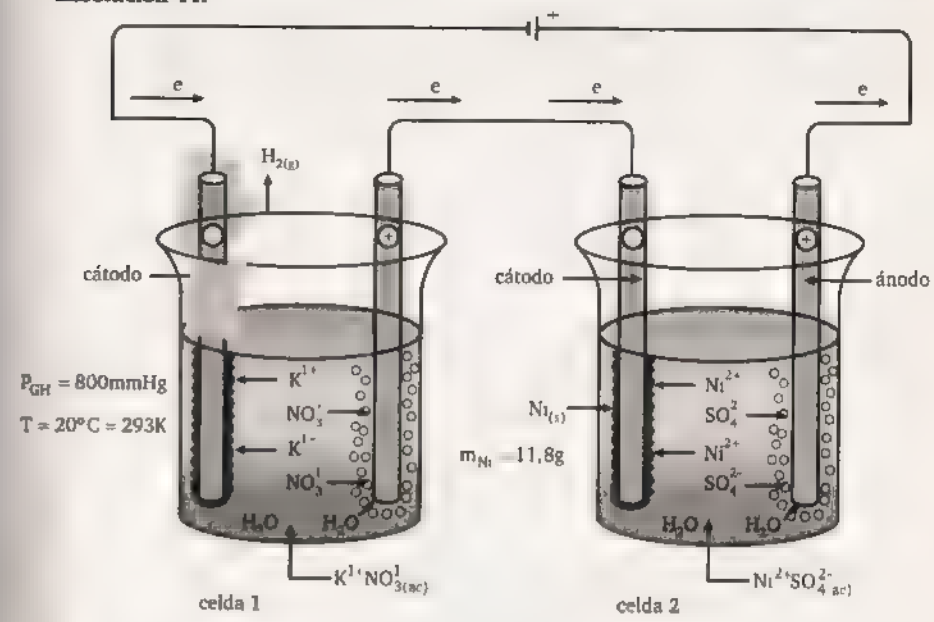
Reemplazamos en la ecuación $\boxed{Q = I \times t}$

$$14475C = 30\frac{C}{s} \times t$$

$$\therefore t = 482,5s \times \frac{1min}{60s} = 8,04\,min = 8\,min$$

Rpta.: B

Resolución 44:



* En el cátodo de la primera celda, el agua se reduce produciendo $H_{2(g)}$ y en el cátodo de la segunda celda el ion Ni^{2+} se reduce. Como ambas celdas están conectadas en serie, se cumple la segunda ley de Faraday.

$$\frac{m_{H_2}}{m_{Eq}(H_2)} = \frac{m_{Ni}}{m_{Eq}(Ni)}$$

Además

$$m_{Eq}(H_2) \quad 1, \quad m_{Eq}(Ni) = \frac{59}{2} \quad 29,5$$

Reemplazamos los datos

$$\frac{m_{H_2}}{1} = \frac{11,8}{29,5} \rightarrow m_{H_2} = 0,4g$$

* Como el $H_{2(g)}$ producido en la primera celda se recoge sobre agua, se forma una mezcla gaseosa (H_2 + vapor de agua) denominada gas humedo.
Aplicamos la ley de Dalton

$$P_{GH} = P_{H_2} + P_{H_2O} \rightarrow 800 = P_{H_2} + 17,5$$

$$P_{H_2} = 782,5mmHg$$

E&M

* Para calcular el volumen del $H_{2(g)}$ seco, se aplica la ecuación universal de los gases ideales.

$$P_{H_2} \times V_{H_2} = n_{H_2} \times RT$$

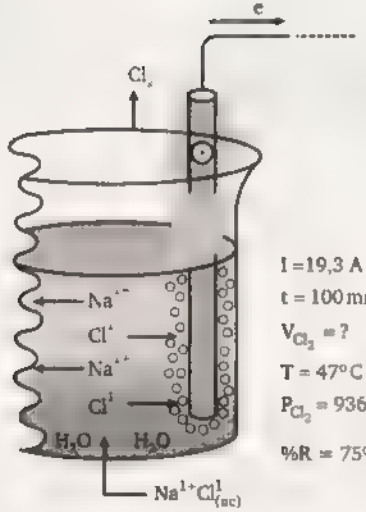
Reemplazamos los valores

$$782,5 \times V_{H_2} = \left(\frac{0,4}{2}\right) \times 62,4 \times 293$$

$$V_{H_2} = 4,67L$$

Rpta.: D

Resolución 45:



I = 19,3 A
t = 100 min
V_{Cl_2} = ?
T = 47°C = 320K
P_{Cl_2} = 936 mmHg
%R = 75%

* Relación entre el volumen real de $Cl_2(V_{Cl_2})$ y el volumen teórico $(V_{teórico})$

$$V_{Cl_2} = \%R \times V_{teórico} = \%RV'_{Cl_2} \quad \ldots (\alpha)$$

* Cálculo de la cantidad de carga eléctrica en el ánodo

$$Q = I \times t = 19,3\frac{C}{s} \times 100\,min \times \frac{60s}{1\,min}$$

$$Q = 19,3 \times 6000C$$

* Interpretación cuantitativa de la semirreacción de oxidación del ion cloruro

$$2Cl^{1-}_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e$$

$$2\text{moles de } e^- \xrightarrow{\text{produce}} 1\text{mol } Cl_2$$

$$2 \times 96500C \text{ ---------- } 1\text{mol de } Cl_2$$

$$19,3 \times 6000C \text{ ---------- } n_{Cl_2}$$

$$\rightarrow n_{Cl_2} = \frac{1\text{mol de } Cl_2}{2 \times 96500C} \times 19,3 \times 6000C$$

$$= 0,6\text{moles}$$

* Aplicamos la ecuación universal de los gases ideales, para calcular el volumen teórico de cloro

$$P_{Cl_2}.V'_{Cl_2} = n_{Cl_2} \times R \times T$$

$$V'_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \times R \times T}{P_{Cl_2}} = \frac{0,6 \times 62,4 \times 320}{936}$$

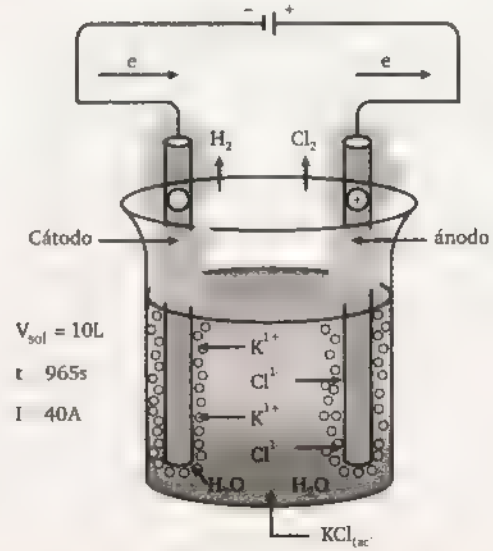
$$V'_{Cl_2} = V_{teórico} = 12,8L$$

Reemplazamos en (α)

$$V_{Cl_2} = 75\% \times 12,8 = 9,6L$$

Rpta.: A

Resolución 46:



V_{sol} = 10L
t 965s
I 40A

E&M

* En una solución concentrada, el ion cloruro, Cl^{1-}, se oxida en el ánodo y el ion K^{1+} no se reduce, en su lugar el H_2O se reduce produciendo H_2.

$$2\,Cl^{1} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e \ \text{(ánodo)}$$

$$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^- \ \text{(cátodo)}$$

Como la reducción del agua produce iones OH^-, la solución resultante de la electrólisis tendrá un pH > 7 (solución de carácter básico).

* Con el dato de la intensidad de corriente (I) y el tiempo (t), se calcula la cantidad de carga eléctrica (Q) involucrada en el proceso.

$$Q = I \times t = 40\frac{C}{s} \times 965s = 38600C$$

Interpretación cuantitativa de la semirreacción de reducción del agua

$$\begin{array}{ccc} 2\text{moles de } e^- & \xrightarrow{\text{produce}} & 2\text{moles de } OH^- \\ \downarrow & & \downarrow \\ 2\times 96500C & & 2\text{moles de OH} \\ 38600C & & n_{OH^-} \end{array}$$

$$\rightarrow n_{OH^-} = \frac{2\text{ moles de } OH^-}{2\times 96500C} \times 38600C$$

$$= 0{,}4 \text{ moles de } OH^-$$

Como el volumen de la solución resultante es 10 L, la concentración del ion OH^- será

$$[OH^-]_{final} = \frac{n_{OH^-}}{V_{sol}} = \frac{0{,}4\text{moles}}{10L} = 0{,}04M$$

* Como ya se conoce la concentración del ion OH^-, se puede calcular el pOH de la solución resultante

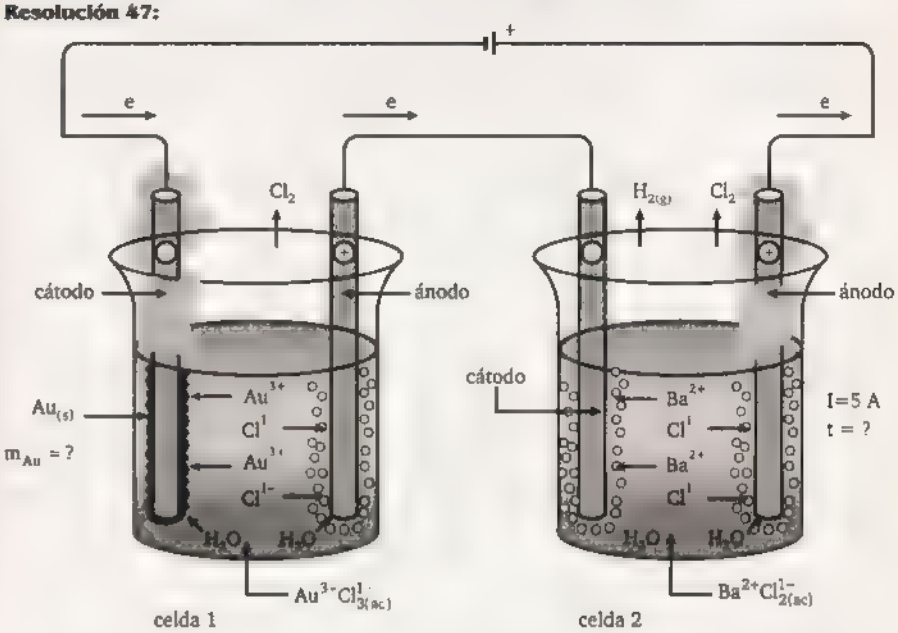
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(0{,}04)$$

$$pOH = 1{,}4$$

$$\therefore 14 - pOH = 14 - 1{,}4 = 12{,}6$$

Rpta.: D

Resolución 47:



* Las reacciones que se producen en las celdas son

CELDA 1	CELDA 2
Cátodo . $Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au_{(s)}$	Cátodo · $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(ac)}$
Ánodo : $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e$	Ánodo : $2Cl^{1} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e$

Analizando cada una de las semirreacciones, observamos que en el cátodo de la segunda celda se descompone el agua produciendo H_2 y OH^-. Esto significa que la solución tiene carácter básico y por tanto es susceptible a reaccionar con un ácido.

Al adicionar $HCl_{(ac)}$ a la segunda celda, este reacciona con el ion OH^-. Y como el pH de la solución resultante es 7, quiere decir que todos los iones OH^- producidos son neutralizados por el ácido.

Se cumple: $\#Eq - g(OH^-) = \#Eq - g(HCl)$

$\theta = 1$

$$\#Eq - g(OH^-) = N_A.V_A = (\theta M_A) \times V_A = (1\times 3) \times 100\text{mL} \times \frac{1L}{1000\text{mL}}$$

$$\#Eq - g(OH^-) = 0{,}3 \text{ Eq} - g$$

* Como las celdas están conectadas en serie, se cumple la segunda ley de Faraday

$$\#Eq\ \ g(Au) = \#Eq\ \ g(OH^-)$$

$$\frac{m_{Au}}{\left(\frac{197}{3}\right)} = 0,3 \rightarrow m_{Au} = 19,7g$$

* Para calcular el tiempo que dura el proceso electrolítico se aplica la primera ley de Faraday para el ion OH^-.

$$m_{OH^-} = \frac{m_{Eq}(OH^-) \times I \times t}{96500} \rightarrow \frac{m_{OH^-}}{m_{Eq}(OH^-)} = \frac{I \times t}{96500}$$

$$\#Eq - g(OH^-) = \frac{I \times t}{96500} \rightarrow t = \frac{96500 \times \#Eq\ \ g(OH^-)}{I}$$

$$t = \frac{96500 \times 0,3}{5} = 5790s \times \frac{1\,min}{60s} \rightarrow t = 96,5\,min$$

Por lo tanto, la masa de oro que se deposita en la primera celda es 19,7 g y el tiempo que dura el proceso es 96,5 min.

Rpta.: C

Resolución 48:

I. A partir de la sal fundidas solo es posible una oxidación y una reducción produciendo $Cl2_{(g)}$ (ánodo) y $Na_{(l)}$ (cátodo).

→ proposición verdadera

II. Se cumple que según la concentración de NaCl(ac) cambian los productos de la electrólisis.

→ proposición verdadera

II. Los productos principales con (Cu)(s) y $O_{2(g)}$

→ proposición falsa

Rpta.: E

Resolución 49:

La reacción es:

$$Al_2O_{3(l)} \longrightarrow \underbrace{2Al_{(s)}}_{\text{cátodo}(-)} + \underbrace{3O_{2(g)}}_{\text{ánodo}(+)}$$

I. $\frac{n(Al)}{n(O_2)} = \frac{2}{3}$

→ proposición falsa

II. El oxígeno se produce en el ánodo (oxidación)

→ proposición verdadera

III. $2Al^{3+} + 6e \longrightarrow 2Al$

$6mol\ de\ e^- \longrightarrow 2mol(Al) = 54g$

$1mol\ de\ e^- \longrightarrow 9gAl$

→ proposición verdadera

Rpta.: B

Resolución 50:

I. Las celdas electrolíticas no constituyen pilas o baterías.

→ proposición falsa

II. La recarga de pilas secundarias es un proceso no espontáneo (celda electrolítica)

→ proposición verdadera

III. La electrólisis consiste en el desarrollo de reacciones redox no espontáneas

→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 51:

I. La celda galvánica desarrolla reacciones redox que no requieren de una fuente externa.

→ proposición falsa.

II. En toda celda electroquímica sea galvánica o electrolítica, los electrones fluyen por el circuito externo desde el ánodo hacia el cátodo.

→ proposición falsa.

III En toda celda electroquímica sea esta galvánica o electrolítica en el ánodo se produce la oxidación y en el cátodo a reducción.

→ proposición verdadera.

Rpta.: E

Resolución 52:

I Las celdas galvánicas son espontáneas con electrodos inertes o activos

→ proposición falsa.

II. En una celda galvánica los electrones fluyen por un "circuito externo" ms no por el puente salino y fluyen del ánodo al cátodo.

→ proposición falsa.

III. En la celda galvánica en el ánodo ocurre la oxidación y en el cátodo ocurre la reducción.

→ proposición verdadera.

Rpta.: B

Resolución 53:

I. Las celdas galvánicas producen energía eléctrica en forma espontánea.

→ proposición verdadera.

II. Si $A\varepsilon^\circ < 0$ la reacción redox no es espontánea.

→ proposición verdadera.

III. Si $A\varepsilon^\circ > 0$ la reacción redox es espontánea.

→ proposición verdadera.

Rpta.: C

Resolución 53:

Respecto a las reacciones redox que se desarrollan en las celdas galvánicas, podemos afirmar:

I. Para una misma sustancia o electrodo se cumple:

$$\xi^\circ_{oxi} = -\xi^\circ_{red}$$

Por ejemplo, para el zinc tenemos:

$$Zn \rightleftarrows Zn^{2+} + 2e \qquad \xi^\circ = +0{,}763V$$

$$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn \qquad \xi^\circ = -0{,}763V$$

Pero si se trata de diferentes sustancias estos potenciales también son diferentes.

→ proposición falsa

II. En las celdas galvánicas el electrodo ánodo posee carga eléctrica negativa, ya que este electrodo recoge a los electrones perdidos en el proceso de oxidación.

→ proposición verdadera

III. Solo si el potencial estándar de una celda galvánica es mayor que cero (positivo), la reacción redox que se desarrolla en su interior es espontánea, cosa que no ocurre en las celdas electrolíticas donde se desarrollan reacciones redox no espontáneas

→ proposición falsa

Rpta.: A

Resolución 55:

I. El electrodo donde ocurre la oxidación es el ánodo y tiene carga negativa.

→ proposición falsa

II. El electrodo de signo negativo en una pila es el ánodo

→ proposición falsa

III. Las pilas generan corriente continua por un tiempo limitado.

→ proposición falsa

Rpta.: E

Resolución 56:

I. El ánodo pierde masa de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$E_{(s)} \rightarrow E^{+m} + me$$

→ proposición verdadera

II. El cátodo gana masa de acuerdo a la siguiente ecuación.

$$Q^{+n}_{(ac)} + ne^- \rightarrow Q_{(s)}$$

→ proposición verdadera

III En el ánodo ocurre la oxidación pero tiene signo negativo

→ proposición falsa

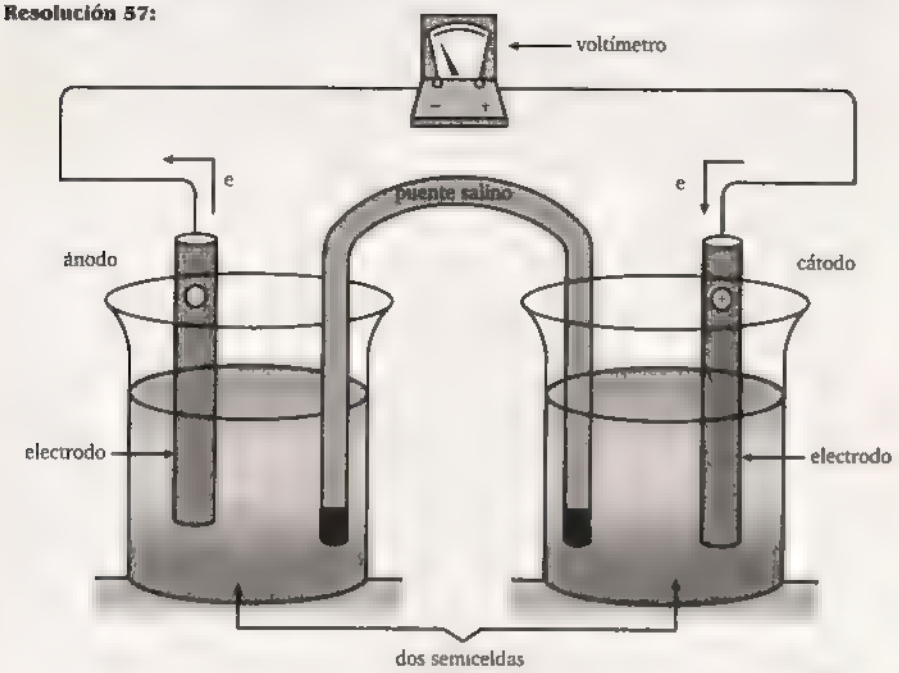
IV. En el cátodo ocurre la reducción pero tiene signo positivo.

→ proposición falsa

Rpta.: A

E&M

Resolución 57:



Elementos indispensables para una pila galvánica.

I. Un par de semiceldas.
II. Un par de electrodos activos o inertes.
III. Un puente salino
IV. Un voltímetro

Rpta.: C

Resolución 58:

I. El puente salino mantiene la neutralidad eléctrica de las semiceldas, al dejar fluir iones a través de su masa.
→ proposición falsa
II. El puente salino contiene en su interior sales, que al disociarse generan iones que mantienen la electroneutralidad de las semiceldas
→ proposición verdadera
III. El puente salino permite el contacto eléctrico entre las dos semiceldas, de modo que se cierra el circuito.
→ proposición verdadera

Rpta.: A

Resolución 59:

I. las sustancias que están en el puente salino no experimentan cambios redox.
→ proposición falsa.
II. El ánodo se disuelve por oxidación y el cátodo incrementa su masa.
→ proposición verdadera.
III. En una celda galvánica el electrodo cátodo tiene signo positivo.
→ proposición falsa.

Rpta.: C

Resolución 60:

En relación a las afirmaciones del problema sobre las celdas galvánicas, tenemos:

I. Una presentación correcta para estos dispositivos es el siguiente:

$$Zn\left|Zn^{2+}_{(ac)}\right|\left|Cu^{2+}_{(ac)}\right|Cu$$

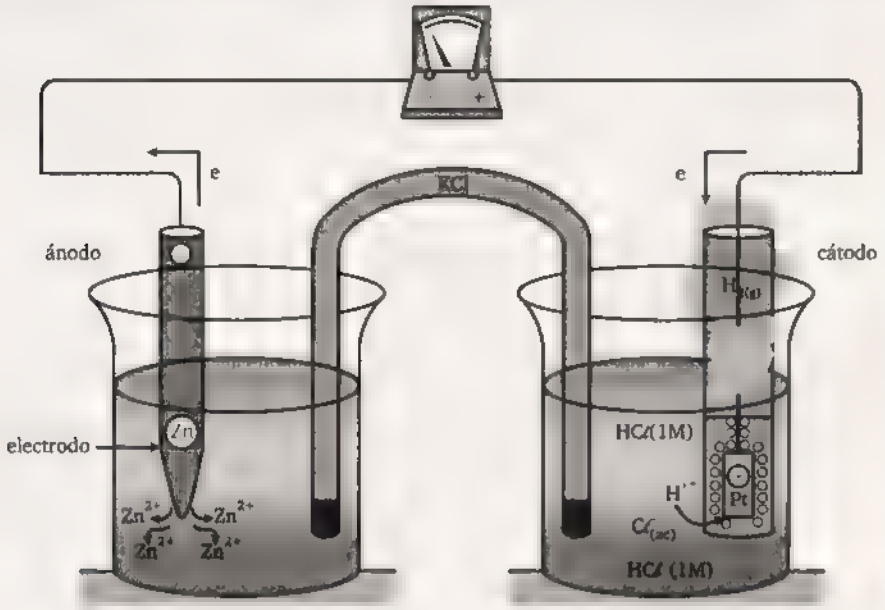
Esto debido a que los potenciales de oxidación del zinc y de reducción del cobre son positivos (ver datos de potenciales), por lo tanto al conectar ambas semiceldas la reacción redox se desarrolla de forma espontánea.
→ proposición verdadera
II. En toda celda galvánica se desarrolla reacciones redox de forma espontánea lo cual genera la producción de corriente eléctrica del tipo continua.
→ proposición verdadera
III. La notación de celda galvánica de Zn/Cu indicada posteriormente representa a una celda típica conocida como celda de "Daniell"
→ proposición verdadera

Rpta.: A

Resolución 61:

El potencial de oxidación del zinc se determina experimentalmente cuando el electrodo se une en una celda galvánica con el electrodo estándar de hidrógeno.

E&M



Electrodo de zinc | Electrodo de hidrógeno

Cátodo (+): reducción

$2H^+(1M) + 2e^- \rightarrow H_2(1atm)$

$E^\circ_{red} = E^\circ_{cátodo} = 0,00V$

Ánodo (–): oxidación

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)}(1M) + 2e^-$

$E^\circ_{oxi} = E^\circ_{ánodo} = x.v$

La ecuación neta es:

$2H^+_{(ac)}(1M) + Zn_{(s)} \rightarrow H_{2(g)}(1atm) + Zn^{2+}_{(ac)}(1M)$

Donde $\Delta E^\circ_{celda} = \underbrace{E^\circ_{red(catodo)}}_{O} + \underbrace{E^\circ_{oxicanodo}}_{X}$

$\therefore E^\circ_{celda} = XV$

La notación de esta celda es:

$Zn(s)|Zn^{2+}(1M)||H^+(1M)|H_{2(g)}(1atm)|Pt_{(s)}$

Rpta.: A

Resolución 62:

A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son:

Ánodo(oxidación): $(Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^-) \times 1$; $\varepsilon^\circ_{oxi} = +0,76V$

Cátodo(reducción): $(Ag^{1+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}) \times 2$; $\varepsilon^\circ_{red} = +0,80V$

Reacción redox: $2Ag^{1+}_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Zn^{2+}_{(ac)}$

De donde

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$$

$= (0,76V) + (0,80V)$

$E^\circ_{celda} = 1,56V$

Rpta.: E

Resolución 63:

A partir de la ecuación indicada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos de la celda son:

Ánodo (oxidación): $(Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-) \times 2$; $\varepsilon^\circ_{oxi} = -0,771V$

Cátodo (reducción): $(Cℓ_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cℓ^-) \times 1$; $\varepsilon^\circ_{red} = +1,358V$

Reacción redox: $2Fe^{2+}_{(ac)} + Cℓ_{2(g)} \rightarrow 2Fe^{3+}_{(ac)} + 2Cℓ^-_{(g)}$

De donde: $E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$

$= (-0,771V) + (1,358V)$

$\therefore E^\circ_{celda} = 0,587V$

Rpta.: C

E&M

Resolución 64: A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son.

$\text{Ánodo(oxidación)}(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-) \times 2;\ \varepsilon^o = x,v$

$\text{Cátodo(reducción)}(Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-) \times 1;\ \varepsilon^o = +1,36v$

$\text{Reacción redox}: Cl_2 + 2Fe^{2+} \rightarrow 2Fe^{3+} + 2Cl^-$

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$$

$0,59V = XV + 1,36V$

$\Rightarrow X = -0,77V$

$E^\circ_{oxi(Fe^{2+}/Fe^{3+})} = -0,77V$

$E^\circ_{red(Fe^{3+}/Fe^{2+})} = +0,77V$

Rpta.: D

Resolución 65: A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son

$\text{Ánodo(oxidación)}: (Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e^-) \times 1;\ \varepsilon^o_{oxi} = +0,76V$

$\text{Cátodo(reducción)}: (Fe^{3+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)}) \times 2;\ \varepsilon^o_{red} = +0,77V$

$\text{Reacción redox}: 2Fe^{3+}_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn_{(s)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(ac)} + Zn^{2+}_{(ac)}$

De donde

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$$

$= (0,76V) + (0,77V)$

$E^\circ celda = 1,53V$

Rpta.: E

Resolución 66: Pila: $Cu / Cu^{2+}(1M) // Ag^+(1M) / Ag$

A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son

Cátodo (reducción) $2(Ag^+ + 1e^+ \rightarrow Ag) \times 2\ ;\ \varepsilon^o_{red} = +0,80V$

Ánodo (oxidación) $(Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-)\ ;\ \varepsilon^o_{oxi} = +0,34V$

$2Ag^+ + Cu \longrightarrow 2Ag + Cu^{2+},\ \varepsilon^o_{celda} = +0,46V$

Potencial normal de la pila es, $\varepsilon^o_{celda} = +0,46V$

Rpta.: B

Resolución 67: A partir de la ecuación indicada se deduce que los reacciones que ocurren en los electrodos de la celda son:

$\text{Ánodo(oxidación)}: (Cr^{2+} \rightarrow Cr^{3+} + 1e^-)\ ;\ \varepsilon^o_{oxi} = +0,424V$

$\text{Cátodo(reducción)}: (Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+})\ ;\ \varepsilon^o_{red} = +0,771V$

$\text{Reacción redox}: Cr^{2+}_{(ac)} + Fe^{3+}_{(ac)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + Cr^{3+}_{(ac)}$

En donde

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$$

$= (+0,424V) + (+0,771V)$

$E^\circ_{celda} = +1,195V$

Como las baterias funcionan con celdas galvánicas

El proceso tiene que ser espontáneo, es decir $E^\circ_{celda} > 0$

. (Si) será factible construir dicha batería.

Rpta.: C

E&M

Resolución 68: A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son:

Ánodo (oxidación): $(A\ell_{(s)} \longrightarrow A\ell^{3+}_{(ac)} + 3e^-) \times 2$; ε°_{oxi} +1,676 V

Cátodo (reducción): $(Sn^{4+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}_{(ac)}) \times 3$; $\varepsilon^\circ_{red} = +0,154$ V

Reacción redox: $2A\ell + 3Sn^{4+} \longrightarrow 2A\ell^{3+} + 3Sn^{2+}$

De donde: $E^\circ_{celda} = E^\circ_{oxi} + E^\circ_{red}$

$\Rightarrow E^\circ_{celda} = (1,676) + (0,154V) = 1,830V$

Como: $E^\circ > 0$ se produce una reacción espontánea (E).

Potencial de celda estándar $E^\circ_{celda} = 1,830V$

Rpta.: D

Resolución 69: $Zn_{(s)} / Zn^{2+}(1M) // Fe^{2+}(1M) / Fe^{3+}(1M) / Pt$

$Zn^{2+}/Zn, \varepsilon^\circ = -0,763V$ ∧ $Fe^{3+}/Fe^{2+}, \varepsilon^\circ = 0,771V$

A partir del esquema de la celda se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son:

Ánodo (oxidación): $(Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-) \times 1$; $\varepsilon^\circ_{oxi} = 0,763V$

Cátodo (reducción): $(Fe^{3+} + 1e^- \longrightarrow Fe^{2+}) \times 2$; $\varepsilon^\circ_{red} = 0,771V$

$Zn + 2Fe^{3+} \longrightarrow Zn^{2+} + 2Fe^{2+}, \varepsilon^\circ$ celda $= 1,534V$,

$\varepsilon^\circ > 0 \Rightarrow$ Espontánea

Entonces tenemos.

I. Potencial de celda estándar es 1,534 V

II. $\varepsilon^\circ_{celda} > 0$ implica celda es espontánea

Rpta.: A

Resolución 70:

I. $Zn^{2+} + Cu \longrightarrow Zn + Cu^{2+}$

ε° celda $\underbrace{\varepsilon^\circ_{oxi}(Cu/Cu^{2+})}_{-0,34V} + \underbrace{\varepsilon^\circ_{red}(Zn^{2+}/Zn)}_{-0,76V}$

$\varepsilon^\circ_{celda} = -1,1V$

→ Se observa que la reacción no es espontánea

II. $Cu^{2+} + Fe \longrightarrow Cu + Fe^{3+}$

ε° celda $= \underbrace{\varepsilon^\circ_{oxi}(Fe/Fe^{3+})}_{+0,036V} + \underbrace{\varepsilon^\circ_{red}(Cu^{2+}/Cu)}_{-0,34V}$

$\varepsilon^\circ_{celda} = -0,37V$

→ Se observa que la reacción es espontánea

Rpta.: C

Resolución 71: Una reacción redox es espontánea si

ε° celda > 0

$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$

I. $I_2 + Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2I^-$

$\varepsilon^\circ_{celda} = \underbrace{\varepsilon^\circ_{oxi}(Zn/Zn^{2+})}_{+0,76V} + \underbrace{\varepsilon^\circ_{red}(I_2/I^-)}_{1,23V}$

$\varepsilon^\circ_{celda} = 1,99$ V

→ Se observa que es una reacción espontánea

II. $Fe^{2+} + Zn \longrightarrow Fe + Zn^{2+}$

$\varepsilon^\circ_{celda} = \underbrace{\varepsilon^\circ_{oxi}(Zn/Zn^{2+})}_{0,76V} + \underbrace{\varepsilon^\circ_{red}(Fe^{2+}/Fe)}_{-0,44V}$

$\varepsilon^\circ_{celda} = 0,32V$

→ Se observa que es una reacción espontánea

E&M

III. $Fe + I_2 \longrightarrow Fe^{2+} + 2I^-$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Fe/Fe^{2+}) + \varepsilon^\circ_{red}(I_2/I^-)$$

$$0,44V \qquad 1,23V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda}\ 1,67V$$

→ Se observa que es una reacción esponatánea.

. Las 3 representaciones son espontáneas.

Rpta.: D

Resolución 72: Una reacción redox es espontánea si

$\varepsilon^\circ_{celda} > 0$

$$\boxed{\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}}$$

Recuerde:

$\varepsilon^\circ_{oxi} = -\varepsilon^\circ_{red}$

I. $Fe^{2+} + C\ell_2 \rightarrow Fe^{3+} + C\ell^-$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Fe^{2+}/Fe^{3+}) + \varepsilon^\circ_{red}(C\ell_2/C\ell^-)$$

$$-0,77V \qquad +1,36V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = 0,59V$$

→ Se observa que es una reacción espontánea.

II. $Fe^{2+} + Zn^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + Zn$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Fe^{2+}/Fe^{3+}) + \varepsilon^\circ_{red}(Zn^{2+}/Zn)$$

$$-0,77V \qquad -0,76V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = -1,53V$$

→ Se observa que es una reacción no espontánea.

III. $C\ell_2 + Zn \rightarrow 2C\ell^- + Zn^{2+}$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Zn/Zn^{2+}) + \varepsilon^\circ_{red}(C\ell_2/C\ell^-)$$

$$+0,76V \qquad 1,36V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = 2,12V$$

→ Se observa que la reacción es espontánea

las representaciones I y III son reacciones espontáneas.

Rpta.: D

Resolución 73: La ecuación de una reacción es espontánea cuando $\varepsilon^\circ_{celda} > 0$

A) $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Zn/Zn^{2+}) + \varepsilon^\circ_{red}(Cu^{2+}/Cu)$$

$$+0,76V \qquad +0,34V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = +1,1V$$

→ El proceso es espontáneo

B) $Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Ni/Ni^{2+}) + \varepsilon^\circ_{red}(Cu^{2+}/Cu)$$

$$+0,25V \qquad +0,34V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = +0,59V$$

→ El proceso es espontáneo

C) $Ni_{(s)} + Zn^{2+}_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + Zn_{(s)}$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi}(Ni/Ni^{2+}) + \varepsilon^\circ_{red}(Zn^{2+}/Zn)$$

$$+0,25V \qquad -0,76V$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = -0,51V$$

→ El proceso no es espontáneo

D) $Ni_{(s)} + Ag^{+}_{(ac)} \rightarrow Ni^{2+}_{(ac)} + 2Ag_{(s)}$

$\varepsilon^{\circ}_{celda} = \varepsilon^{\circ}_{oxi}(Ni/Ni^{2+}) + \varepsilon^{\circ}_{red}(Ag^{+}/Ag)$

+0,25V +0,80V

$\therefore \varepsilon^{\circ}_{celda} = +1,05V$

→ El proceso es espontáneo

E) $Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(ac)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 2Ag_{(s)}$

$\varepsilon^{\circ}_{celda} = \varepsilon^{\circ}_{oxi}(Cu/Cu^{2+}) + \varepsilon^{\circ}_{red}(Ag^{+}/Ag)$

–0,34V +0,80V

$\therefore \varepsilon^{\circ}_{celda} = 0,46V$

→ El proceso es espontáneo

Rpta.: C

Resolución 74:

I. $\overset{(+7)}{MnO_4^-} + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

reducción

Esta reacción es solo de reducción, mas no de oxidación.

→ Proposición falsa

II. Ánodo(oxidación): $(Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-)$

Cátodo(reducción): $(Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu)$

reaccion redox: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$

$\varepsilon^{\circ}_{celda} = \varepsilon^{\circ}_{oxi} + \varepsilon^{\circ}_{red}$

$= (+0,76V) + (0,34V)$

$\varepsilon^{\circ}_{celda} = 1,1V$

→ Proposición verdadera

II. De la reacción dada se tiene:

$Fe^{2+} + Sn^{4+} \longrightarrow Fe^{3+} + Sn^{2+}$

se oxida

se reduce

agente reductor agente oxidante

→ Proposición falsa

Rpta.: D

Resolución 75:

Al unirse los electrodos

Ánodo (oxidación): $(Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-) \times 3$

Cátodo (reducción): $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O) \times 2$

Reacción redox: $2NO_3^- + 3Sn^{2+} + 8H^+ \rightarrow 2NO + 3Sn^{4+} + 4H_2O$

oxidante reductor

oxida a

El NO_3^- oxidará al Sn^{2+}

Rpta.: E

Resolución 76:

Recordar:

El que actúa como mejor agente oxidante es aquel que se reduce con facilidad ; es decir, el que tiene mayor potencial de reducción ($\varepsilon^{\circ}_{red}$) o menor potencial de oxidación ($\varepsilon^{\circ}_{oxi}$)

Análogamente el que actúa como mejor agente reductor es aquel que se oxida con facilidad es decir, el que tiene mayor potencial de oxidación ($\varepsilon^{\circ}_{oxi}$) o menor potencial de reducción ($\varepsilon^{\circ}_{red}$).

En el problema se observa que todos los potenciales son de reducción.

Orden de agente oxidante

$C\ell_2 > Cu^{2+} > Li^+$

Orden de agente reductor

$Li > Cu > C\ell$

Por lo tanto el mejor agente oxidante es el cloro ($C\ell_2$) y el mejor agente reductor es el litio (Li)

Rpta.: D

E&M

Resolución 77:

Se sabe que la especie que puede actuar como el agente más oxidante es el que tiene mayor potencial de reducción.
En el problema se observa que todos los potenciales son de reducción
El orden de agente oxidante es:

$$Na^+ < Fe^{2+} < Sn^{2+} < Cu^{2+} < Ag^+$$

La especie que puede actuar como el mejor agente oxidante es el ion plata Ag^+

Rpta.: D

Resolución 78:

Recordar.
El que actúa como mejor agente oxidante es aquel que tiene mayor potencial de reducción (ε°_{red})
Análogamente el que actúa como mejor agente reductor es aquel que tiene mayor potencial de oxidación (ε°_{oxi})
En el problema se observa que todos los potenciales son de reducción
Orden de agente oxidante

$$C\ell_2 > Br_2 > I_2$$

Orden de agente reductor

$$I^- > Br^- > C\ell^-$$

I. El $C\ell_2$ es mejor agente oxidante que Br_2 e I_2
→ proposición verdadera

II. El ion Cl^- es mejor agente reductor que I^- e Br^-
→ proposición falsa

III. Para que un no metal neutro desplace a otro no metal (anión) de su compuesto es necesario que el neutro tenga mayor potencial de reducción
$\varepsilon^\circ_{red} = (Br_2) > \varepsilon^\circ red(I_2)$
→ proposición verdadera

Rpta.: C

Resolución 79:

I. El platino solo es electrodo inerte.
→ proposición falsa

II. El hierro Fe^{3+} se reduce a Fe^{2+} no a Fe°.
→ proposición falsa

III. En toda celda electroquímica sea galvánica o electrolítica los electrones fluyen por el circuito externo desde el ánodo hacia el cátodo.
→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 80:

I. A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son:
Ánodo (oxidación): $(Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-)$ $\varepsilon^\circ = +0,44V$
Cátodo (reducción): $(C\ell_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2C\ell^-_{(ac)})$ $\varepsilon^\circ = +1,46V$

Reacción redox: $Cl_{2(g)} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2C\ell^-_{(ac)}$
De donde:

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$$

$$= (+0,44V) + (+1,36V)$$

$$\therefore \varepsilon^\circ_{celda} = 1,8V$$

→ proposición verdadera

II. Los electrones fluyen del ánodo al cátodo en este caso fluyen del electrodo de hierro hacia el electrodo inerte de platino.
→ proposición falsa

III. En el cátodo ocurre la reducción del cloro
→ proposición falsa.

Rpta.: D

Resolución 81:

I. $\underbrace{Cd_{(s)} / Cd(NO_3)_2}_{\text{ánodo}} // \underbrace{NiCl_2 / Ni_{(s)}}_{\text{cátodo}}$

De acuerdo al diagrama de celda los electrones viajan del electrodo de cadmio al electrodo de Niquel.

→ proposición verdadera

II. A partir del esquema de la celda dada se deduce que las reacciones que ocurren en los electrodos son.

Ánodo (oxidación): $(Cd_{(s)} \longrightarrow Cd^{2+}_{(ac)} + 2e^-)$

Cátodo (reducción): $(Ni^{2+}_{(ac)} + 2e^- \longrightarrow Ni_{(s)})$

Reacción redox: $Cd_{(s)} + Ni^{2+}_{(ac)} \longrightarrow Ni_{(s)} + Cd^{2+}_{(ac)}$

De donde.

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$$

$$= (0{,}403V) + (0{,}250V)$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = 0{,}153V$$

→ proposición verdadera

III. De acuerdo al diagrama de celda el electrodo de cadmio es el ánodo y el electrodo del cátodo es el niquel.

→ proposición falsa

Rpta.: C

Resolución 82:

Por regla práctica si tenemos dos potenciales de reducción se escogerá el mayor como el potencial de reducción. Por lo tanto, el menor potencial será el de oxidación.

Cátodo(reducción): $(Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)})$ $\varepsilon^\circ = +0{,}34V$

Ánodo (oxidación): $(A\ell_{(s)} \rightarrow A\ell^{3+}_{(ac)} + 3e^-)$ $\varepsilon^\circ = +1{,}67V$

Reacción redox: $3Cu^{2-}_{(ac)} + 2A\ell_{(s)} \rightarrow 2A\ell^{3+}_{(ac)} + 3Cu_{(s)}$

De donde.

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$$

$$= (+1{,}67V) + (+0{,}34V)$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = +2{,}01V$$

I. En la notación convencional para representar una celda galvánica, es que a la izquierda, se escribe el ánodo (donde ocurre la oxidación), y a la derecha el cátodo (donde ocurre la reducción)

Ejem.

$$A_{(s)} / A^{x+}_{(ac)} // B^{y+}_{(ac)} / B_{(s)}$$

Para el problema el diagrama de celda sería:

$$A\ell_{(s)} / A\ell^{3+}_{(ac)} // Cu^{2+}_{(ac)} / Cu$$

→ proposición falsa

II. Un proceso es espontáneo si $\varepsilon^\circ_{celda} > 0$

Se observa que $\varepsilon^\circ_{celda} = 2{,}01V$

· El proceso es espontáneo.

→ proposición verdadera

III. El aluminio se oxida y el ion Al3` se disuelve por lo tanto pierde masa; en cambio el cobre aumenta su masa.

→ proposición falsa

Rpta.: A

Resolución 83:

Se tiene la siguiente notación de celda galvánica:

$$Al\ Al^{3+}_{(ac)} \| Cu^{2+}_{(ac)} | Cu$$

Tal como se observa de esta notación el aluminio se oxida (ánodo) y el ion cobre se reduce (cátodo), la reacción redox que se desarrolla en la celda es.

$$2Al + 3Cu^{2+} \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3Cu$$

$\xi^\circ_{oxi} = 1{,}676V$

$\xi^\circ_{red} = 0{,}34V$

Los potenciales estándar se indican como dato en el problema.

Luego el potencial estándar de la celda es:

$$\xi^\circ_{celda} = \xi^\circ_{oxi} + \xi^\circ_{red}$$

$$\xi^\circ_{celda} = 1{,}676V + 0{,}34V = 2{,}016V$$

Esto quiere decir que el proceso redox es espontaneo (el metal aluminio desplaza a los iones cobre de sus soluciones)

Luego de acuerdo con el problema, todas las afirmaciones son correctas.

Rpta.: E

Resolución 84:

A) Se observa que los dos potenciales dados son de reducción, entonces por regla práctica el mayor será el potencial de reducción y el menor será el potencial de oxidación.

Ánodo (oxidación): $(Fe^{2+}_{(ac)} \rightarrow Fe^{3+}_{(ac)} + 1e^-) \times 5$

Cátodo (reducción): $(MnO^-_{4(ac)} + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(ac)} + 4H_2O) \times 1$

Reacción redox: $MnO^-_{4(ac)} + 5Fe^{2+}_{(ac)} + 8H^+ \rightarrow 5Fe^{3+}_{(ac)} + Mn^{2+}_{(ac)} + 4H_2O$

De donde

$$\varepsilon^\circ_{celda} = \varepsilon^\circ_{oxi} + \varepsilon^\circ_{red}$$

$$= (-0,77V) + (+1,51V)$$

$$\varepsilon^\circ_{celda} = 0,74V$$

→ proposición verdadera

B) Si se requiere de electrodos inertes porque los pares solo contienen iones

C) La concentración de Fe^{2+} disminuye porque se oxida a Fe^{3+}.

→ proposición falsa

D) En toda celda electroquímica sea esta galvánica o electrolítica los electrones fluyen por el circuito externo desde el ánodo hacia el cátodo

→ proposición verdadera

E) En este esquema se representa los cambios que se producen.

→ proposición verdadera

Rpta.: C

Resolución 85:

I. Si $\Delta E^\circ > 0$ la reacción directa es espontánea.

→ proposición verdadera

II. Si $\Delta E^\circ < 0$ la reacción inversa es la espontánea.

→ proposición verdadera

III. Si $\Delta E^\circ = 0$ la reacción esta en equilibrio químico.

→ proposición verdadera

IV. Al invertir la reacción la ΔE° cambia de signo.

→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 86:

I. El aluminio desplaza a Cu^{2+} porque tiene mayor potencial de oxidación.

→ proposición verdadera.

II. Sodio no desplaza a Mg^{2+}

→ proposición verdadera.

III. El mejor oxidante es $S_2O_8^{2-}$ que el $Cr_2O_7^{2-}$ porque tiene mayor potencial de reducción.

→ proposición verdadera

Rpta.: C

Resolución 87:

I. El Cu^{2+} se reduce y Zn se oxida

→ proposición verdadera.

II. El Cu^0 se oxida y la plata se reduce

→ proposición verdadera.

III. El Zn^{2+} no oxida a la plata

→ proposición falsa.

Rpta.: D

Resolución 88:

Como la celda es espontánea ($\Delta E^\circ = +0,46V$)

I. El color se oxida $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e$ y se disuelve

→ proposición verdadera.

II. El cobre es ánodo se oxida

→ proposición verdadera.

III. Como $\Delta E^\circ > 0$ la reacción es espontánea.

→ proposición verdadera.

Rpta.: D

Resolución 89:

Dados los potenciales, el electrodo de cobalto es el ánodo (se oxida)

$Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^-$ $E^o = +0,28V$ y la fem de la celda es

$\Delta E^o celda = E^o_{oxi} + E^o_{red}$

(ánodo) (cátodo)

$\Delta E^o celda = +0,28V + 0,22V = +0,50V$

Rpta.: C

Resolución 90:

Por el puente salino no fluyen electrones, solo fluyen iones para evitar la polarización de las soluciones electrolíticas.

Rpta.: B

Resolución 91:

Por el puente salino fluyen iones, los aniones viajan al ánodo como el cobre se reduce la masa del cátodo aumenta.

Rpta.: D

Resolución 92:

Un ánodo de sacrificio es aquel que se conecta el hierro ysu característica es tener mayor potencial de oxidación.

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ $E^o_{oxi} = +0,87V$

Rpta.: E

Resolución 93:

I. Al multiplicar por un factor a la semirreacción, el potenciales no es alterado

→ proposición falsa

II. El mejor agente reductor es aquel que se oxida con facilidad es decir, el que tiene mayor potencial de oxidación (ε^o_{oxi}) o menor potencial de reducción (ε^o_{red})

Para poder comparar que especie química tiene mayor facilidad de oxidarse, es necesario contar con los potenciales estándar de oxidación (ε^o_{oxi}) de todas las especies.

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + 2e$ $\varepsilon^o = +0,76V$

$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e$ $\varepsilon^o = +0,44V$

$Ag_{(s)} \rightarrow Ag^+ + 1e^-$ $\varepsilon^o = -0,80V$

Orden de agente reductor

Zn > Fe > Ag

→ proposición verdadera

III. El mejor agente oxidante es aquel que se reduce con facilidad es decir, el que tiene mayor potencial de reducción (ε^o_{red}) o menor potencial de oxidación (ε^o_{oxi}). En el problema se observa que todos los potenciales son de reducción.

Orden de agente oxidante $Ag^+ > Fe^{2+} > Zn^{2+}$

→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 94:

I. Como el potencial de la celda es positivo la plata es el cátodo

→ proposición falsa.

II. Se requiere el potencial del otro electrodo

→ proposición falsa.

III. El ánodo de cobre disminuye su masa

→ proposición falsa.

Rpta.: C

Resolución 95:

I. Las dos semiceldas utilizan electrodos inertes.

→ proposición verdadera.

II. $\Delta E^o = (+0,77V) + (-0,15V) = +0,62V$

→ proposición verdadera.

III. El esquema es:

$Pt / Sn^{2+}, Sn^{4+} // Fe^{3+}, Fe^{2+} / Pt$

→ proposición falsa.

Rpta.: B

Resolución 96:

Según el esquema el electrodo de estaño es el ánodo y sobre la superficie de platino se produce la oxidación

Rpta.: D

Resolución 97:

I. En toda pila de concentración el potencial estándar es cero
→ proposición verdadera
II. El flujo de electrones es del ánodo hacia el cátodo
→ proposición falsa
III. Si el potencial de la pila es negativo, la pila no funciona, es no espontánea.
→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 98:

I. Las baterías son fuente de voltaje constante por un tiempo limitado.
→ proposición verdadera
II. Las pilas primarias no son recargables, se recargan las secundarias.
→ proposición falsa
III. En la pila primaria de Leclanché el ánodo es de zinc.
→ proposición falsa

Rpta.: A

Resolución 99:

I. En el acumulador de plomo, el ánodo es de plomo y el cátodo es PbO_2
→ proposición verdadera
II En la descarga se genera $PbSO_4$ en ambos electrodos.
→ proposición verdadera
III La recarga de una batería se realiza por electrólisis del $PbSO_4$
→ proposición verdadera

Rpta.: D

Resolución 100:

I. La pila seca de Leclanché es una pila ácida de menor rendimiento que una pila básica o alcalina.
→ proposición verdadera

II. Las pilas primarias no son recargables.
→ proposición verdadera

III. En el cátodo se verifica la reducción y en el ánodo la oxidación
→ proposición verdadera

Rpta.: E

E&M

FONDO EDITORIAL RODO

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. Con respecto a la electrólisis, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

   I. La oxidación se realiza en el cátodo.
   II. La energía eléctrica que se emplea es alterna.
   III. Una solución de sacarosa puede electrolizarse

   A) FFF B) FFV C) FVF
   D) VFF E) VFV

2. Halle el producto formado en el ánodo durante la electrólisis del cloruro de potasio fundido, KCl.

   A) K B) Cl_2 C) KCl
   D) O_2 E) H_2

3. Señale la reacción catódica en la electrólisis de una solución acuosa de $CuSO_4$.

   A) $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^-$

   B) $Cu^{1+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

   C) $Cu^{3+}_{(ac)} + 3e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

   D) $Cu^{2+}_{(ac)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

   E) $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + 3e^-$

4. Luego de realizar la electrólisis de las siguientes soluciones acuosas, indique en cuáles de ellas se produce gas hidrógeno.

   I. $NiSO_{4(ac)}$
   II. $CaCl_{2(ac)}$
   III. $AgNO_{3(ac)}$

   A) Solo III B) I y II C) Solo II
   D) I y III E) I, II y III

5. Indique los productos obtenidos en cada proceso electrolítico en el orden que aparecen...

electrolito	cátodo
CaI_2 (fundido)	
$MgCl_2$ (acuoso)	
agua acidulada	

   A) Cl_2; K; SO_4 B) Ca; O_2; S
   C) Ca; H_2; H_2
   D) Ca; O_2, H_2O E) Cl_2; Cl_2; O_2

6. En un proceso electrolítico ocurren las siguientes semirreacciones.

   I. $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+$

   II. $Zn^{2+} \rightarrow Zn + 2e^-$

   Respecto a ellas, indique la proposición correcta.

   A) La semirreacción I ocurre en el cátodo.
   B) En el proceso II se pierden 2 electrones.
   C) El electrolito del sistema puede ser $ZnCl_{2(ac)}$.
   D) La semirreacción II es de reducción
   E) El proceso I se lleva a cabo en el electrodo de carga negativa.

FONDO EDITORIAL RODO

7. Marque la alternativa que muestre la reacción global de la electrólisis del agua acidulada.

   A) $H_2 + O_2 \rightarrow 2OH^-$

   B) $H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_{2(g)} + O_{2(g)}$

   C) $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

   D) $H_2O_{(\ell)} \rightarrow H_2O_2 + O_{2(g)}$

   E) $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e$

8. Respecto a la electrólisis, indique las proposiciones correctas.

   I. En el cátodo se realiza la oxidación.
   II. Las sales en solución acuosa son conductoras eléctricas de segundo orden.
   III. La corriente eléctrica consumida es continua

   A) Solo II B) II y III C) I y II
   D) Solo I E) I, II y III

9. Señale la semirreacción que se puede llevar a cabo en el ánodo de una celda electrolítica.

   A) $K^+ + 1e^- \rightarrow K$

   B) $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$

   C) $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH$

   D) $2Cl^1 \rightarrow Cl_2 + 2e$

   E) $Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$

10. Indique cuál es el producto obtenido en el ánodo durante la electrólisis del cloruro fundido

    A) $H_{2,g)}$ B) $Cl_{2(g)}$ C) $O_{2(g)}$
    D) $NaCl_{(s)}$ E) $Na_{(\ell)}$

11. Con relación a la electrólisis de una solución concentrada de salmuera, señale la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

    I. En el ánodo se libera oxígeno gaseoso.
    II. Se obtiene sodio metálico en el cátodo
    III. El agua se reduce liberando $H_{2(g)}$

    A) FFV B) VVV C) FVF
    D) VFV E) FVV

12. En la electrólisis del agua, la carga del..... donde se libera ..... es .....

    A) ánodo - hidrógeno - negativa.
    B) ánodo - oxígeno - positiva
    C) cátodo - oxígeno - negativa.
    D) cátodo - hidrógeno - positiva.
    E) ánodo - oxígeno - negativa.

13. Con respecto a la electrólisis, indique la afirmación correcta.

    A) Es un proceso espontáneo.
    B) La reducción se realiza en el electrodo de carga positiva
    C) La pérdida de electrones se lleva a cabo en el ánodo
    D) Los cationes del electrolito se reducen en el ánodo.
    E) El ánodo tiene carga negativa.

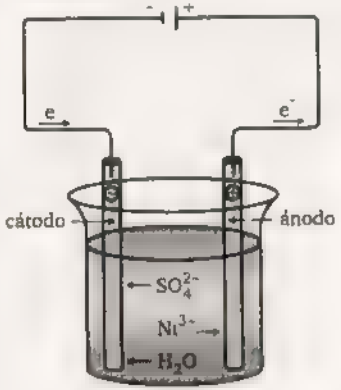
E&M

FONDO EDITORIAL RODO

14. Determine el catión metálico que no podría reducirse en solución acuosa durante la electrólisis.

A) Cu^{2+} B) Ni^{3+} C) Ag^{+}
D) K^{+} E) Cr^{2+}

15. De acuerdo con el siguiente sistema electrolítico, señale las proposiciones correctas



I. En el electrodo positivo se deposita el níquel.
II. El electrodo es $Ni_2(SO_4)_{3(ac)}$.
III. En el electrodo positivo se produce gas oxígeno

A) II y III B) Solo II C) I y III
D) I, II y III E) Solo I

16. Indique la afirmación incorrecta con respecto a la electrólisis del KCl(ac)

A) El ion potasio no se reduce.
B) El pH del sistema final es mayor de 7.
C) En el ánodo se libera cloro gaseoso
D) La fuente externa de energía eléctrica es continua.
E) En el cátodo se deposita potasio sólido.

17. Señale las proposiciones correctas.
I. Un faraday equivale a 96500 C.
II. Las masas obtenidas en el ánodo y cátodo dependen directamente de la carga eléctrica usada en la electrólisis.
III. La intensidad de corriente de dos celdas electrolíticas conectadas en serie es constante

A) I, II y III B) I y II C) Solo III
D) I y III E) II y III

18. Un sistema electrolítico presenta la siguiente información técnica
Carga eléctrica (Q) = 36000 C
Tiempo = 2h
Calcule la intensidad de corriente en amperios.

A) 1 B) 2 C) 3
D) 4 E) 5

19. Calcule las moles de electrones que se requieren para obtener 43,2g de plata a partir de la electrólisis del $AgNO_{3(ac)}$.
$Ag^{1+}_{(ac)} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$
PA(Ag) = 180uma

A) 0,7 B) 0,9 C) 0,4
D) 0,6 E) 0,8

20. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) respecto a la electrólisis.
I. Es un proceso químico no espontáneo.
II. Una sustancia se descompone por acción de la corriente eléctrica alterna.
III. Durante el proceso electrolítico ocurre una reacción redox.

A) FFF B) VFV C) VFF
D) VVV E) FVV

FONDO EDITORIAL RODO

21. Con relación a los electrodos de un proceso electrolítico, ¿qué enunciados son correctos?

I. Se denominan cátodo y ánodo.
II. El cátodo es el electrodo positivo.
III. En el ánodo ocurre la oxidación.

A) Solo II B) II y III C) I y II
D) Solo I E) I, II y III

22. Calcule en cada caso el número de electrones ganados o perdidos.

I. $Zn^{2+}_{(ac)} + \ldots \rightarrow Zn_{(s)}$

II. $Cl^-_{(ac)} \rightarrow Cl_{2(g)} + \ldots$

III. $2H_2O \rightarrow O_{2(g)} + 4H^-_{(ac)} + \ldots$

A) 4; 2, 4 B) 3, 2, 4 C) 3, 2, 1
D) 2; 1; 4 E) 2; 2; 4

23. Sobre las celdas galvánicas, indique las aseveraciones incorrectas.

I. Son sistemas en los cuales se produce corriente eléctrica continua.
II. Están formadas por dos semiceldas.
III. Durante su funcionamiento ocurre una reacción redox no espontánea.

A) Solo I B) I y III C) Solo III
D) Solo II E) I, II y III

24. Sobre los electrodos de una celda galvánica, se puede afirmar que:

I. el cátodo es el electrodo positivo.
II. en la superficie del ánodo ocurre la oxidación.
III. a condiciones estándar, la concentración del electrolítico es 1 M.

A) Solo I B) I y III C) Solo III
D) Solo II E) I, II y III

25. Respecto a los productos de la electrólisis de los siguientes electrolitos, ¿qué producto se repite más veces?

I. $NaCl_{(s)}$

II. $AgNO_{3(ac)}$

III. $CuSO_{4(ac)}$

IV. $K_2SO_{4(ac)}$

A) O_2 B) H_2 C) Cl_2
D) Cu E) Ag

26. Sobre los aspectos cuantitativos de la eletrólisis, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. La cantidad de carga eléctrica asociada a un mol de electrones es 96 500 C.
II. Un faraday consume o produce un mol de sustancia química en el cátodo o ánodo.
III. Usando una cantidad de carga de 193 000 C se podrá producir 2 equivalentes - gramo de sustancia.

A) VVV B) FVV C) VFV
D) VFF E) FVF

E&M

27. Si al cátodo de una celda electrolítica llega 4 moles de electrones, calcule la masa de cobre depositado según
$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e \rightarrow Cu_{(s)}$
Masa atómica: Cu = 63,5

A) 63,5 g B) 100 g C) 87,6 g
D) 127 g E) 254 g

28. Con relación a los potenciales de los electrodos, ¿qué enunciados son correctos?

I. El potencial de oxidación indica la tendencia de una especie química a oxidarse.
II. La tendencia de una especie química a ganar electrones se cuantifica con el potencial de reducción
III. Para un electrodo se cumple que $E_{red} = - E_{ox}$

A) Solo I B) I y III C) Solo III
D) Solo II E) I, II y III

29. Respecto a la celda de Daniell, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. El electrodo de zinc se oxida
II. En el electrodo positivo ocurre la reducción de los iones cúprico.
III. El flujo de electrones va del electrodo de cobre al electrodo de zinc

$Cu^{2+}|Cu$ $E^\circ = + 0,34V$

$Zn^{2+}|Zn$ $E^\circ = - 0,76V$

A) VVV B) FVF C) FVV
D) VFF E) VVF

30. Calcule el potencial estándar de la siguiente celda galvánica.

$Zn|Zn^{2+}(1M)||Ag^{+}(1M)|Ag$

$Zn|Zn^{2+}$ $E^\circ + 0,76V$

$Ag|Ag^{+1}$ $E^\circ = - 0,80V$

A) –1,56 V B) –0,04 V C) +1,56 V
D) +0,04 V E) +0,98 V

31. El potencial estándar de la siguiente celda $Al|Al^{3+}(1M)||Cu^{2+}(1M)|Cu$ es 2,0 V. Calcule el potencial estándar de reducción del aluminio.
$Cu|Cu^{2+}$ $E^\circ = - 0,34V$

A) +1,66 V B) –1,66 V C) –0,77 V
D) +0,77 V E) +0,98 V

32. A partir de la siguiente información, indique las proposiciones correctas.

$Ag^{1+} + 1e^- \rightarrow Ag$ $E^\circ = +0,80V$

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $E^\circ = +0,34V$

$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$ $E^\circ = -0,40V$

I. El ion Ag^{1+} es el mejor agente oxidante.
II. El Cd tiene mayor facilidad para oxidarse.
III. Al formar una pila con electrodos de cobre y plata, el cobre será el cátodo.

A) Solo II B) Solo I C) Solo III
D) I y II E) I, III

33. Una pila tiene el siguiente diagrama a 25°C.

$Zn_{(s)} / ZnCl_2(ac, 1M) // HCl(ac, 1M) / H_2(g, 1atm)Pt$

Al respecto, señale qué proposiciones son incorrectas
I. La pila está en condiciones estándar.
II. El zinc es el ánodo activo.
III. El platino es un electrodo activo.

A) Solo III B) Solo I C) Solo II
D) I y III E) II y III

34. ¿Qué sucede al sumergir un clavo de hierro en una solución de $AgNO_3$?
Considera la siguiente información

$Ag^{1+} + e^- \rightarrow Ag$ $E^\circ = +0,80V$

$Fe^{2+} + e^- \rightarrow Fe$ $E^\circ = -0,44V$

I. La masa del clavo no varía.
II. Se lleva a cabo una reacción de simple desplazamiento.
III. Se consume el ion Ag^{1+}.

A) Solo I B) II y III C) Solo II
D) Solo III E) I y III

35. Respecto a las celdas galvánicas, indique las proposiciones incorrectas.

I. Son dispositivos que transforman energía química en energía eléctrica.
II. El ánodo está electrizado positivamente.
III. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo desde el cátodo hacia el ánodo.

A) Solo I B) II y III C) Solo II
D) Solo III E) I y III

36. Indique la proposición que no corresponde a la celda galvánica.

A) La oxidación y reducción se producen en recipientes separados.
B) A través del puente salino hay corriente de iones
C) En el cátodo se consumen electrones
D) Es un dispositivo que genera corriente eléctrica continua.
E) Es necesario que tengan un puente salino.

37. En relación con la celda galvánica de Daniell, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. El electrodo de zinc es polo negativo.
II. La reducción se produce en el electrodo de cobre
III. Los electrones fluyen por el alambre conductor externo, desde el electrodo de cobre hacia el electrodo de zinc.

A) FVF B) VVF C) VFF
D) VVV E) VFv

38. Respecto a la celda galvánica, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).
I. La celda genera electricidad a partir de una reacción espontánea
II. La celda utiliza electricidad para provocar una reacción no espontánea
III. En la celda, los electrones fluyen a través del puente salino.

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FFF

39. A partir de la siguiente información, indique las proposiciones incorrectas.

Au^{+3}/Au $E^o = +1,50V$

Ni^{2+}/Ni $E^o = -0,25V$

Na^{1+}/Na $E^o = -2,71V$

I. El ion oro (III) tiene mayor capacidad para ganar electrones que el ion níquel (II).
II. El sodio metálico se oxida con mayor facilidad que el níquel y el oro.
III. El ion sodio se reduce con mayor facilidad que el ion níquel (II).

A) Solo III B) Solo II C) I y III
D) II y III E) Solo I

40. Calcule el potencial estándar, en voltios, del par Co^{2+}/Co, si el potencial estándar para la siguiente celda es 0,126 V.

$Cd_{(s)} / Cd^{2+}(1M) // Co^{2+}(1M) / Co_{(s)}$

Dato:

$E^o(Cd^{2+}/Cd) = -0,403V$

A) –0,126 B) –0,193 C) –0,238
D) –0,277 E) –0,403

41. Con respecto a las galvánicas, indique la alternativa correcta

A) El electrodo donde se lleva a cabo la oxidación
B) Una de las formas de contacto entre las soluciones ocurre por el uso del puente salino.
C) Los electrodos están constituidos por materiales no conductores como, por ejemplo, el grafito.
D) Es necesario el uso de solamente un electrodo.
E) La reacción química global no es espontánea.

42. Respecto a la pila de Daniell, indique las proposiciones correctas.

I. En la semicelda anólica, la concentración del ion zinc aumenta.
II. Los electrodos de zinc y cobre son activos
III. Los cationes de puente salino fluyen hacia la semicelda que contiene al electrodo de cobre.

A) II y III B) Solo I C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

43. La ecuación neta de la reacción que produce energía eléctrica para ser consumida en un proceso electrolítico es la siguiente.

$Mg_{(s)} + 2AgNO_{3(ac)} \rightarrow Mg(NO_3)_{2(ac)} + 2Ag_{(s)}$

Con respecto a esta información, señale la proposición incorrecta.

A) El electrodo de plata es el polo positivo.
B) La masa del ánodo disminuye.
C) Los electrones fluyen por el alambre conductor externo desde el electrodo de magnesio hasta la plata.
D) El electrodo de plata y magnesio son activos.
E) El diagrama de la celda es

$Ag_{(s)} / Ag^{+}_{(ac)} // Mg^{2+}{}_{(ac)} / Mg_{(s)}$

44. Dadas las siguientes proposiciones referidas a celdas galvánicas en condiciones estándar, ¿cuáles son correctas?

I. El Sn^{2+} puede reducir al ion Cu^{2+} a $Cu_{(s)}$.
II. El ion Ag^{+} puede oxidar al Zn.
III. El potencial de la celda

$Cu_{(s)} / Cu^{2+}(1M) // Ag^{+}(1M) / Ag_{(s)}$ es 1,14V.

Potencial estándar de reducción

Sn^{4+}/Sn^{2+} $E^o = 0,15V$

Cu^{2+}/Cu $E^o = 0,34V$

Zn^{2+}/Zn $E^o = -0,76V$

Ag^{1+}/Ag $E^o = +0,80V$

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

45. A partir de la siguiente información, indique las proposiciones correctas.

Hg^{+2}/Hg $E^o = +0,85V$

Fe^{2+}/Fe $E^o = -0,44V$

Al^{3+}/Al $E^o = +0,80V$

I. El mejor agente reductor es el aluminio.
II. La fuerza oxidante del ion Hg^{2+} es menor que la del ion Al^{3+}.
III. La fuerza electromotriz estándar de la reacción

$5Fe + 5Hg^{2+} \rightarrow 5Fe^{2+} + 5Hg$ es 6,45V

A) I y III B) Solo I C) Solo II
D) I y II E) Solo III

46. Una solución electrolítica contiene iguales concentraciones de los iones

$Fe^{2+}, Ag^{1+}, Bi^{3+}$ y Pb^{2+}

¿En qué orden se sos iones durante la electrólisis si el voltaje externo es suficiente para depositar cualquier ion metálico?

$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ $E^o = +0,44V$

$Ag_{(s)} \rightarrow Ag_{(ac)} + e^-$ $E^o = -0,79V$

$Bi_{(s)} \rightarrow Bi^{3+}_{(ac)} + 3e^-$ $E^o = -0,21V$

$Pb_{(s)} \rightarrow Pb^{2+}_{(ac)} + 2e^-$ $E^o = +0,13V$

A) $Fe^{2+} < Pb^{2+} < Ag^{1+} < Bi^{3+}$
B) $Fe^{2+} < Pb^{2+} < Bi^{3+} < Ag^{1+}$
C) $Fe^{2+} < Bi^{3+} < Pb^{2+} < Ag^{1+}$
D) $Ag^{1+} < Bi^{3+} < Pb^{2+} < Fe^{2+}$
E) $Pb^{2+} < Fe^{2+} < Bi^{3+} < Ag^{1+}$

47. Respecto a la electrólisis de una disolución 1,0 M de NaOH, indique las proposiciones incorrectas.

$Na^{1+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$ $E^o = -2,71V$

$2H_2O_{(\ell)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^{1-}_{(ac)}$ $E^o = -0,83V$

$2H_2O_{(\ell)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H^{+}_{(ac)} + 4e^-$ $E^o = -1,23V$

$4OH^{1-}_{(ac)} \rightarrow O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^-$ $E^o = -0,41V$

I. En el cátodo, el agua se reduce en vez del ion sodio
II. En el ánodo, el ion hidróxido se oxida
III. El voltaje estándar del proceso es –0,42 V

A) Solo III B) II y III C) I y II
D) Solo II E) I y III

48. Con relación al siguiente diagrama de una pila galvánica, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

$Pt_{(s)} / H_2(g, 1atm) / HCl(ac, 1M) // AgNO_3(ac, 1atm) / Ag_{(s)}$

Dato

$Ag^{1+}_{ac} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $E^\circ = +0,80V$

I. El electrodo de platino se oxida.
II. Los electro por el alambre conductor externo desde el electrodo de plata hacia el electrodo de platino.
III. No es posible calcular la fuerza electromotriz de la pila porque no se conoce el potencial estándar del platino

A) VFF B) VVV C) FFF
D) VFV E) FFV

49. Se construye una pila galvánica con electrodos de aluminio sumergido en una solución de nitrato de aluminio 1,0 M y con un electrodo de cromo sumergido en una solución de nitrato de cromo (III) 1,0 M. El circuito se completa con un puente salino que contiene una solución concentrada de cloruro de sodio

$Al^{3+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Al_{(s)}$ $E^\circ = -1,66V$

$Cr^{3+}_{(ac)} + e^- \rightarrow Cr_{(s)}$ $E^\circ = -0,74V$

Con respecto a esta información, señale los enunciados correctos.

I. La fuerza electromotriz estándar de la pila es +0,92 V.
II. Los iones cloruro del puente salino fluyen hacia la semicelda que contiene iones Cr^{3+}.
III. La ecuación neta que produce la energía eléctrica es

$Cr_{(s)} + Al(NO_3)_3 \rightarrow Cr(NO_3) + Al_{(s)}$

A) Solo I B) Solo II C) I, II y III
D) I y II E) II y III

50. Se sumerge un tornillo de hierro en una solución acuosa de sulfato de cobre (II), $CuSO_{4(ac)}$ 1,0 M. Luego permanece así durante cierto tiempo, Al respecto, señale cuáles de las siguientes proposiciones son incorrectas.

I. La ecuación neta del proceso es $Cu^{2+}_{(ac)} + Fe_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(ac)}$.
II. La concentración del ion Cu^{2+} permanece constante.
III. El tornillo se desgasta porque se trata de un proceso espontáneo.

A) I, II y III B) II y III C) I y III
D) Solo II E) I y II

51. Con relación a la información

$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $E^\circ = -0,34V$

$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{1+} + e^-$ $E^\circ = -0,52V$

Calcule el voltaje estándar de la ecuación

$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^{1-}$

A) 0,16V B) +0,18V C) –0,18V
D) +0,86V E) +0,16V

52. A partir de los siguientes potenciales estándares, indique las proposiciones correctas.

Br_2 / Br^{1-} $E^\circ = +1,07V$

Cl_2 / Cl^{1-} $E^\circ = +1,36V$

I_2 / I^{1-} $E^\circ = +0,54V$

I. El cloro es la sustancia que tiene mayor fuerza oxidante.
II. Al hacer burbujear cloro en una solución de yoduro de potasio, se produce yodo molecular y cloruro de potasio.
III. El ion yoduro oxida el bromo molecular.

A) I, II y III B) I y II C) Solo II
D) Solo I E) I y III

53. Calcule la masa de palta que se deposita en el cátodo en la electrólisis del Ag $NO_{3(ac)}$ usando una carga de 1930 C.
Masa atómica: Ag = 108

A) 2,16 g B) 4,32 g C) 1,08 g
D) 8,64 g E) 3,56 g

54. Si durante 1000 s se aplica una corriente de 1,93 A, ¿cuántas moles de zinc se produce en la electrólisis de una solución acuosa de $ZnCl_2$?

A) 0,1 B) 0,01 C) 0,2
D) 0,02 E) 0,4

55. Se tiene 2 celdas electrolíticas concentradas en serie. La primera contiene, NaCl fundido y en la otra una solución de $CuSO_4$. Si al sistema ingresan 4 F de electricidad, ¿qué volumen de Cl_2 se obtiene a 27°C y 1248 mmHg?

A) 10 L B) 20 L C) 50 L
D) 30 L E) 40 L

56. Por el cátodo de una celda electrolítica que contiene una disolución de $AgNO_{3(ac)}$, se hacen circular $4,8 \times 10^{24}$ electrones. Calcule la masa de plata que se puede reducir como máximo.
PA(Ag) = 108 uma

A) 690 g B) 740 g C) 864 g
D) 240 g E) 890 g

57. Calcule cuántos coulomb (C) se necesitan para obtener 12,8 g de gas oxígeno, O_2, durante la electrólisis del agua acidulada.

A) 108 569 C B) 123 432 C
C) 154 400 C
D) 224 564 C E) 175 453 C

58. Por electrodeposición se obtienen 280g de un metal de transición cuando se hace pasar 965 000 coulomb de carga eléctrica a través de una de sus soluciones salinas. Calcule la masa equivalente del metal.
1 F = 96 500 C

A) 59 B) 54 C) 23
D) 28 E) 56

59. Si en la electrólisis de una solución de $AgNO_3$ se depositan 1,08g de Ag en el cátodo, determine el volumen (en mL) de oxígeno, en condiciones normales, que se libera en el ánodo. Considere que en condiciones normales el volumen de un mol de gas es 22,4 L; 1F = 96 500 C
PA (Ag) = 108 uma
Masa molar: O = 16, Ag = 108

A) 56 B) 224 C) 112
D) 168 E) 28

60. Una celda electrolítica contiene 1 L de una disolución de $ZnCl_2$ 1M. Si por la celda fluye $1,4\times10^5$ C de electricidad, la concentración molar final del ion Zn^{2+} es
Masa atómica del metal = 65
Dato: 1 F = 96 500 C

A) 0,275 B) 0,725 C) 1,275
D) 0,637 E) 0,363

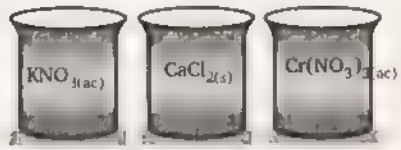
61. Una solución de Cr^{3+} se somete a electrólisis con una cantidad de carga eléctrica igual a 19 300 C. ¿Cuántos gramos de cromo se depositan en el cátodo si el rendimiento es 60%?
Constante de Faraday = 96 500 C
PA(Cr) = 52 uma

A) 5,20 B) 5,40 C) 4,80
D) 3,12 E) 3,42

62. En la electrólisis de una solución de nitrato de plata, se deposita 3,24 g de plata metálica con un rendimiento de 75%. Si la intensidad de corriente es 9,65 A, ¿Cuántos minutos se requieren?
PA(uma): Ag = 18

A) 6,67 B) 7,50 C) 8,33
D) 5,17 E) 6,16

63. Se tienen las siguientes celdas electrolíticas.



celda 1 celda 2 celda 3

Después de someterlas a electrólisis, indique las proposiciones incorrectas.

I. En la celda 1, la concentración del KNO_3 se mantiene constante.
II. En la celda 2, por cada mol de calcio se obtienen 2 moles de $Cl_{2(g)}$.
III. En la celda 3, la solución se vuelve ácida.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I y III

64. Una solución concentrada de $ZnCl_2$ se somete a electrólisis durante 20 min, con una intensidad de 9,65 A. En los electrodos se obtienen zinc metálico y cloro gaseoso. ¿Cuántos gramos de $ZnCl_2$ se descomponen?
Masa molar: $ZnCl_2$ = 136 g/mol
Zn = 65 g/mol

A) 6,42 B) 9,12 C) 3,90
D) 7,16 E) 8,16

65. Respecto a la celda galvánica, indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).

I. La celda genera electricidad a través de una reaccion espontánea.
II. La celda utiliza electricidad para provocar una reacción no espontánea.
III. En la celda, los electrones fluyen a través del puente salino

A) VVV B) VFV C) VFF
D) FFV E) FFF

66. Indique las proposiciones correctas acerca de las celdas galvánicas.

I. En el puente salino, la conductividad eléctrica es el tipo electrolítica.
II. En el cátodo, se consume el flujo de electrones.
III. En el electrodo negativo, se produce el flujo de electrones

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

67. Determine si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) y elija la secuencia correcta.

I. El potencial de oxidación indica la tendencia de una especie química a perder electrones.
II. El potencial estándar se mide a 1M y 1 atm de presión
III. Si el potencial de reducción es positivo, la especie química evidencia mayor tendencia a perder electrones.

A) VFV B) FVF C) VFV
D) VVF E) FVV

68. Respecto a los potenciales estándar, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I Se miden respecto al electrodo estándar de hidrógeno.
II. Para una especie química se cumple,
$Cu^{2+}_{(ac)} + 2e \rightleftharpoons Cu_{(s)}$ $E^o = +0,34V$

$Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(ac)} + 2e$ $E^o = -0,34V$

III Se cumple
$Zn^{2+}_{(ac)} + e \rightleftharpoons Zn_{(s)}$ $E^o = -0,76V$

$3Zn^{2+}_{(ac)} + 3e \rightleftharpoons 3Zn_{(s)}$ $E^o = 2,28V$

A) VFV B) VVF C) FVV
D) FVF E) VVV

69. A partir de la semirreacción catódica
$Au^{3+}_{(ac)} + 3e \rightarrow Au_{(s)}$
determine las moles de oro que se depositan al consumirse 9 faraday de carga eléctrica.

A) 4 B) 5 C) 2
D) 8 E) 3

70. Señale los enunciados correctos sobre los potenciales de las especies químicas.

I Si un electrodo se reduce frente al electrodo de hidrogeno, entonces su potencial de reducción es positivo.

II. Los no metales presentan potencial de oxidación negativo.
III. Frente al hidrógeno, el electrodo de sodio tendrá un potencial de oxidación negativo.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

71. Una celda voltaica se construye con los electrodos $A|A^{2+}$ y $B|B^{2+}$. Además, el flujo de electrones por el conductor externo va del electrodo B al electrodo A. Respecto a ello, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I El potencial de oxidación de A es mayor que la de B.
II El potencial de reducción de A es mayor que la de B.
III. Los cationes positivos del puente salino migran hacia el ánodo.

A) FFV B) VVV C) VFF
D) FVF E) VVF

72. En relación con la reacción redox espontánea
$Cr^{3+}_{(ac)} + Mn_{(s)} \rightleftharpoons Cr_{(s)} + Mn^{2+}_{(ac)}$
indique los enunciados correctos.

I Puede usarse en una celda galvánica.
II. El cátodo de la celda sería el electrodo de cromo.
III. El flujo de electrones que proviene de la semicelda de manganeso reduce a los iones cromo.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

73. Indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F) con relación a la siguiente celda galvánica.

$Cu_{(s)}|Cu^{+2}(1M)|KCl|Ag^{+}(1M)|Ag_{(s)}$

I. La masa del ánodo aumenta durante el funcionamiento de la celda.
II. Los electrones migran de la celda de cobre a la celda de plata por el circuito externo.
III. Los aniones cloruro, Cl^{1-}, migran hacia el electrodo negativo.

A) VVV B) VFV C) FVF
D) VVF E) FVV

74. Se tienen cuatro electrodos del tipo metal – ion metal, cuyos potenciales estándar son los siguientes.

I. $Cu^{+2}|Cu$ $E^{o} = +0,34V$

II. $Zn^{2+}|Zn$ $E^{o} = +0,76V$

III. $Fe^{2+}|Fe$ $E^{o} = -0,44V$

IV. $Sn^{2+}|Sn$ $E^{o} = -0,14V$

¿Qué combinaciones darán una cela galvánica con mayor fuerza electromotriz?

A) I y II B) II y IV C) III y IV
D) I y III E) II y III

75. Respecto a las celdas galvánicas, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F).

I. Cuando el potencial calculado de la pila es negativo, se debe invertir la reacción de celda para

para que el proceso sea espontáneo.
II. El potenciamiento mide la diferencia de potencial eléctrico entre el ánodo y cátodo.
III. El puente salino puede ser reemplazado por una membrana porosa para mantener separadas las soluciones.

A) VVV B) VVF C) VFV
D) FFV E) FVV

76. Señale cuáles de los siguientes enunciados son correctos.

I. Exusten varios tipos de celdas galvánicas, según el tipo de electrodo que se utilice.
II. El puente salino evita la acumulación de cargas negativas en el ánodo de una celda galvánica.
III El platino y el gráfico son componentes inertes de ciertos electrodos, pues no sufren cambios de masa.

A) Solo I B) Solo II C) Solo III
D) I y II E) I, II y III

77. Los potenciales estándar de reducción de dos metales, sin considerar el signo, son los siguientes.

$A^{2+}_{(ac)} + 2e \rightleftharpoons A(s)$ $E^{o} = 0,25V$

$B^{2+}_{(ac)} + 2e \rightleftharpoons B(s)$ $E^{o} = 0,85V$

Cuando se conectan las semiceldas A y B, los electrones fluyen de A hacia B Cuando se conecta A a un electrodo estándar de hidrógeno, los electrones fluyen de A hacia el electrodo de A hacia B. Cuando se conecta A a un electrodo estándar de hidrógeno, los electrones fluyen de A hacia el electrodo de hidrógeno. ¿Cuál es la fuerza electromotriz estándar de una celda galvánica formada por A y B?

A) 2,20 V B) 0,60 V C) 1,10 V
D) 0,80 V E) 0, 40 V

78. Se tiene los siguientes electrodos.

$A^{2+}|A$ $|E^{o}| = 1,25V$

$B^{2+}|B$ $|E^{o}| = 0,85V$

Al conectar los electrodos con un conductor externo y completar el sistema con un puente salino, se forma una celda galvánica. Respecto a lo anterior, indique la secuencia correcta de verdad (V) o falsedad (F)

I. Si el flujo de electrones por el conductor externo es de: electrodo A al electrodo B, el potencial estándar de reducción de A^{2+} es mayor que el de B^{2+}.
II. Si B se oxida en el proceso, el potencial de oxidación de A es mayor que el de B.
III. Si el ion B^{2+} se reduce en el proceso, el potencial estándar de la celda es 2,10 V.

A) FFF B) VFF C) VVV
D) FFV E) FVF

79. Respecto a las celdas de combustible, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

E&M

I. Son dispositivos que generan energía mediante reacciones electroquímicas.
II. Producen energía termoeléctrica.
III. Uno de los tipos de celda funciona mediante la reacción entre CH_3OH y O_2.

A) Solo I B) Solo III C) I y II
D) I y III E) II y III

80. ¿Cuántos gramos de calcio metálico pueden depositarse en un cátodo de grafito al electrolizar cloruro de calcio fundido, $CaCl_2$, si se aplica una corriente de 8 A durante 4500 segundos?
Masa molar: Ca = 40 g/mol

A) 7,46 B) 14,92 C) 22,38
D) 9,13 E) 18,26

81. Calcule la masa de aluminio, en gramos, que se produce en una hora por la electrólisis del óxido de aluminio fundido, Al_2O_3, si la intensidad de corriente eléctrica es de 10 A.
Masa atómica Al = 27

A) 2,24 B) 3,36 C) 5,04
D) 1,68 E) 6,72

82. Se hace pasar una corriente de 6,2 A durante 2 horas, a través de una celda electrolítica que contiene cloruro de calcio fundido, $CaCl_{2(\ell)}$. Calcule el volumen de cloro gaseoso formado en condiciones normales

A) 2,24 L B) 6,72 L C) 4,48 L
D) 5,18 L E) 1,18 L

83. En un proceso de cincato, se somete a electrólisis el $ZnCl_2$ fundido, haciendo circular una corriente de 3 A, hasta que se depositan 25,4 g de Zn metálico. Determine el tiempo, en horas, que demoró el proceso electrolítico.
Masas atómicas: Zn = 65,4; Cl = 35,5
1 F = 96500 C

A) 1,74 B) 3,47 C) 6,94
D) 10,41 E) 13,88

84. Una solución acuosa de nitrato de plata, $AgNO_3$, se somete a electrólisis durante 118 minutos, usando una corriente de 6,0 A. Luego de plantear las reacciones en cada electrodo, determine el volumen del gas que se obtiene a 37°C y 800 mmHg de presión.

A) 2,33 L B) 1,35 L C) 5,32 L
D) 4,48 L E) 2,66 L

85. ¿Cuántos electrones se requieren para producir 3,45 g de níquel en la electrólisis de una solución acuosa de sulfato niqueloso, $NiSO_4$?
Masa atómica. Ni = 58,7

A) $1,20 \times 10^{22}$ B) $7,08 \times 10^{22}$
C) $1,20 \times 10^{21}$
D) $3,40 \times 10^{20}$ E) $7,08 \times 10^{21}$

86. Durante la electrólisis de una solución concentrada de cloruro de sodio NaCl, sucede la siguiente reacción química.

$$2NaCl_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2NaOH_{(ac)} + H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$

Si a través de la celda electrolítica circuló una intensidad de corriente de 10 amperios durante 1,5 h, ¿cuántos gramos de agua se descompusieron en el proceso electrolítico?

A) 5,04 B) 10,73 C) 15,11
D) 20,15 E) 25,18

87. Se electroliza 1L de CuC_{12} acuosa 0,30 M usando una carga de 0,2 F durante 34 minutos. Calcule la concentración molar de los iones Cu^{2+} y Cl^{1-}, respectivamente. Considere que durante el proceso no cambia el volumen de la solución.

A) 0,20 y 0,20 B) 0,17 y 0,20
C) 0,15 y 0,40
D) 0,17 y 0,45 E) 0,20 y 0,40

88. Se conectan dos celdas electrolíticas en serie. La primera contiene una solución de $CuCl_2$ y la segunda contiene una solución de $AgNO_3$. Calcule la masa de cobre producida al mismo tiempo que se depositan 21,6 g de plata y el tiempo de demora en depositarse esa masa de cobre. Considere que la intensidad de corriente fue de 1,6 A.
Masa atómica: Cu = 63,5; Ag = 108

A) 6,35 g y 5,70 h B) 12,7 g y 5,70 h
C) 6,35 g y 3,35 h
D) 9,34 g y 2,26 h E) 12,7 g y 3,35 h

89. Se tienen 2 celdas conectadas en serie, una de las semiceldas contiene solución acuosa de $AgNO_3$ y la otra semicelda contiene una sal de oro de estado de oxidación desconocido. Por el paso de cierta carga eléctrica, se depositan en el cátodo de una celda 3,24 g de planta; mientras que en otro cátodo se depositan $6,02 \times 10^{21}$ átomos de oro. Determine la carga de los iones de oro.
Masa atómica: Ag = 108; Au = 197

A) + 1 B) + 2 C) + 3
D) – 4 E) + 4

90. Se sabe que a través de las siguientes celdas electrolíticas conectadas en serie se deja circular 1 F de electricidad.
Celda 1: $NaNO_{3(ac)}$
Celda 2: $CuSO_{4(ac)}$
Celda 3: $CuCl_{2(ac)}$
Calcule el volumen total de O_2, en L y en condiciones normales, y el número total de moles de cobre depositado, respectivamente.

A) 22,4 y 1,0 B) 11,2 y 1,0
C) 22,4 y 2,0
D) 5,6 y 2,0 E) 11,2 y 2,0

91. Respecto a las celdas galvánicas, indique la proposición incorrecta.

A) Son dispositivos que transforman energía química en energía eléctrica.
B) Los electrodos pueden ser activos o inertes
C) No es necesario que contengan un puente salino.
D) A través del puente salino hay corriente de iones hacia las semiceldas
E) Su fuerza electromotriz depende del tamaño de los electrodos.

92. Dados los siguientes potenciales en condiciones estándar, elija las proposiciones correctas

Ag^{1+}/Ag $E^\circ = +0,80V$

Cu^{2+}/Cu $E^\circ = +0,34V$

Fe^{1+}/Fe $E^\circ = -0,44V$

I. El hierro es el mejor agente reductor.
II. El ion plata es el mejor agente oxidante
III. Al formar una pila con electrodos de plata y cobre, la plata sería el ánodo.

A) I y III B) I, II y III C) I y II
D) Solo I E) II y III

93. Una celda galvánica está formada por las siguientes semiceldas.

$Al^{3+}(0,1M)/Al$ y $Fe^{2+}(0,2M), Fe^{3+}(0,2M)Pt$

Calcule el voltaje de la celda a 298 K considerando los siguientes potenciales estándares.

Al^{3+}/Al $E^\circ = -1,66V$

Fe^{3+}/Fe^{2+} $E^\circ = +0,77V$

A) −2,43 B) + 2,45 C) + 2,43
D) +0,89 E) + 2,41

94. Calcule el tiempo, en horas, que se necesita para producir 118,2 g de oro a partir de una solución de $K[Au(CN_4)]$ utilizando una corriente de 30 ampere.

A) 1,6 B) 2,3 C) 3,6
D) 1,9 E) 0,9

95. Dos celdas electrolíticas están conectadas en serie. La primera contiene una solución concentrada de cloruro de potasio y la segunda celda contiene una sal de paladio. Luego de una hora de llevarse a cabo el proceso electrolítico, se ha determinado que en la primera celda hay 1000 g de solución al 14% en masa de hidróxido de potasio y en el cátodo de la segunda celda se ha depositado 66,5% g de paladio. ¿Cuál es el estado de oxidación del paladio?
Masa atómica (uma): Pd = 106,4; K = 39; O = 16; H = 1

A) +2 B) +3 C) +1
D) +4 E) +5

96. Al electrolizar 10 litros de una solución de $ZnCl_2$ 5 molar durante 965 minutos con una corriente de 50 ampere, en el cátodo se deposita el zinc y en el ánodo se desprende gas cloro en condiciones normales. Calcule la concentración final del ion Zn^{2+} y el volumen producido de cloro gaseoso.
Masa molar (g/mol): Cl = 35,5; Zn = 65

A) 2,5 M; 336 L B) 1,5 M; 336 L
C) 2,0 M; 336 L
D) 3,5 M; 672 L E) 3,5 M; 336 L

97. Para la reacción (sin balancear)

$Cr_2O_7^{-2} \rightleftarrows Cr^{+3}$ $E^\circ = 1,33V$

Halle el potencial de la pila, si el pH de la solución es 6 y la concentración de los iones

$Cr_2O_7^{-2}$ y Cr^{+3} es 1M

A) +2,156 V B) −2,156 V
C) 0,504 V
D) +0,23 V E) +0,504 V

98. ¿Cuál es la potencial de un acumulador de plomo o batería de autos, en el cual la concentración del bisulfato es 0,5 M y pH es 1,2?

$PbSO_{4(s)} + 2e^- + H^+ \rightleftarrows Pb_{(s)} + HSO^-_{4(ac)}$

$E^\circ = -0,36V$

$PbO_{2(s)} + HSO^-_{4(ac)} + 3H^+ + 2e^- \rightleftarrows PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$

$E^\circ = 1,68V$

A) 2,34 V B) 3,64 V C) 5,22 V
D) 1,95 V E) 7,14 V

99. Dos celdas electrolíticas contienen agua acidulada y $CuSO_4$ ambas de 4N. Al hacer pasar la misma cantidad de electricidad se produce 120 L de O_2 húmedo (H.R. = 80%) a 27°C y 740mmHg. ¿Qué volumen de la solución es disociado?
Masa Atómica (uma): Cu = 63,5
$P^{27°C}_{V_{H_2O}} = 26,7mmHg$

A) 3,6 L B) 4,6 L C) 8,4 L
D) 10,2 L E) 5,6 L

100. Tres celdas electrolíticos que contienen como electrolitos sulfato de zinc, nitrato de plata y sulfato de cobre, fueron conectadas en serie.
Se hace pasar una corriente constante de 1,5 amperio a través de ellas hasta que en el cátodo de la segunda celda se deposita 1,45 g de plata. ¿Qué tiempo fluye la corriente? ¿Cuál es la suma de los pesos de cobre y zinc depositados?
Masa Atómica (uma) Ag = 108, S = 32, O = 16; Cu = 63,5; Zn = 65

A) 430 s ; 0,8 g B) 215 s ; 0,8 g
C) 340 s ; 0,1 g
D) 250 s ; 0,3 g E) 864 s ; 0,86 g

E&M

CLAVES

1	A	26	C	51	E	76	A
2	B	27	D	52	B	77	C
3	D	28	E	53	A	78	D
4	C	29	E	54	B	79	D
5	C	30	C	55	D	80	A
6	D	31	B	56	E	81	B
7	B	32	E	57	E	82	D
8	E	33	A	58	D	83	C
9	A	34	D	59	A	84	E
10	E	35	D	60	A	85	B
11	C	36	E	61	D	86	B
12	A	37	B	62	A	87	E
13	C	38	C	63	D	88	C
14	C	39	A	64	E	89	C
15	A	40	D	65	C	90	B
16	E	41	B	66	D	91	E
17	E	42	E	67	D	92	C
18	E	43	E	68	B	93	A
19	E	44	D	69	E	94	A
20	B	45	B	70	D	95	D
21	B	46	B	71	D	96	E
22	E	47	A	72	E	97	C
23	B	48	C	73	E	98	D
24	E	49	A	74	A	99	B
25	A	50	D	75	A	100	E

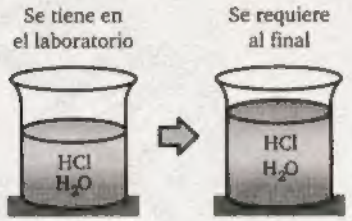
EXÁMENES DE ADMISIÓN UNI

UNI - 2014 - I

PROBLEMA 1: La policía forense sospecha de la muerte de una persona es por envenenamiento con LSD (dietilamida del ácido lisérgico, droga alucnógena). una forma de detectar LSD es el test de Erlich, que requiere una solución de HCl 3,25 M. El ácido clorhídrico concentrado que está en el l aboratorio es 12,1 M. Si se necesitan 100mL de Hcl 3,25 M, ¿cuántos mL de Hcl concentrado deben diluirse?
masas atómicas H= 1; Cl=35,5

A) 13,4 B) 20,2 C) 26,9
D) 33,7 E) 40,4

Resolución:



$M_i = 12,1\ M$ $M_f = 3,25\ M$

$V_i = 12,1\ M$ $V_f = 3,25\ M$

Como la concentración final es menor a la inicial, se trata de una dilución.

$$M_i V_i = M_f V_f$$

$$12,1 \times V_i = 3,25 \times 100\ mL$$

$$V_i = 26,9\ mL$$

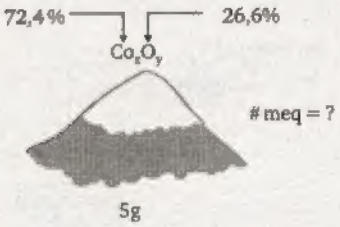
Rpta.: C

PROBLEMA 2: El análisis de un óxido de cobalto indica que contiene 73,4% en masa de cobalto ¿Cuántos miliequivalentes (meq) del óxido habrán en 5g de este?
Masa atómica: O=16, 1 eq=1000 meq

A) 83,31 B) 166,25 C) 249,38
D) 332,50 E) 498,50

Resolución:

Sea el óxido de cobalto.



Por la ley de equivalentes, tenemos

$$\#Eq - g_{Co} = \#Eq - g_O$$

$$\frac{m_{Co}}{PE_{Co}} = \frac{m_O}{PE_O}$$

$$\frac{73,4\% \times 5g}{PE_{Co}} = \frac{26,6\% \times 5g}{8}$$

$$PE_{Co} = 22,075$$

$$PE_{CoO_y} = 22,075 + 8 = 30,075$$

$$\#Eq - g_{CoO_y} = \frac{m}{PE_{CoO_y}}$$

$$= \frac{5}{30,075} = 0,16625Eq - g$$

$$1Eq - g \rightarrow 1000meq$$

$$0,16625Eq - g \rightarrow x = ?$$

$$x = 166,25meq$$

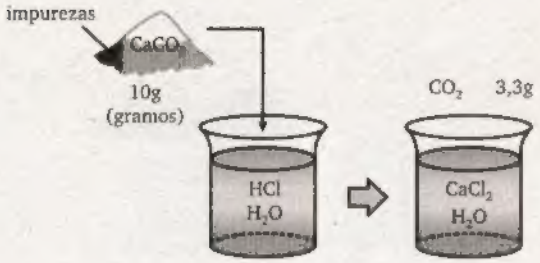
Rpta.: B

E&M

PROBLEMA 3: El carbonato de calcio, contenido en una pieza de mármol, reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono.
Si se hace reaccionar 10 g de mármol con suficiente cantidad de ácido clorhídrico se producen 3,3g de Co_2.
Determine el porcentaje de carbonato de calcio contenido en el mármol.
Masa atómicas: Ca=40; C=12; O=16; Cℓ=35,5

A) 70 B) 75 C) 80
D) 85 E) 90

Resolución:



En la reacción química

$\overline{M} = 100$ $\overline{M} = 44$

$1CaCO_3 + 2HCl \rightarrow 1CaCl_2 + 1CO_2 + 1H_2O$

100g ——— 44g

m_{CaCO_3} ——— 3,3g

$m_{CaCO_3} = 7,5g$

En consecuencia

$$\%m_{CaCO_3} = \frac{7,5g}{10g} \times 100g = 75\%$$

Rpta.: B

PROBLEMA 4: Los siguientes daos le permitirán construir el diagrama de fases P-T del kriptón (no es necesario que lo realice a escala). A partir del diagrama, indique el valor de verdad de las proposiciones dadas:

Punto de ebullición normal	–152 °C
Punto de fusión normal	–155 °C
Punto triple	–169 °C; 133 mmHg
Punto crítico	–63 °C; 54,2 atm
Punto de vapor del sólido a –199 °C	1,0 mmHg

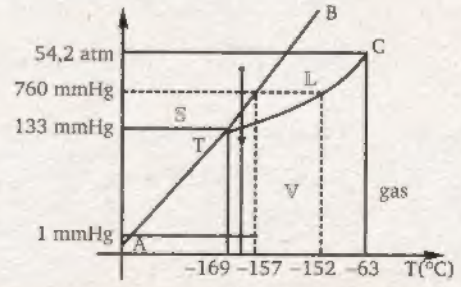
I. A presión normal el Kriptón sublima.
II. A partir del Kriptón sólido a –160 °C, manteniendo constante la temperatura y disminuyendo la presión, la sustancia sufre 3 cambios de estado hasta llegar a 1 mmHg.
III. A 1 atm de presión, el Kriptón sólido tiene mayor densidad que el Kriptón líquido.

A) FFF B) FVF C) VFF
D) VVF E) FFV

Resolución:

I. Falsa
A presión normal (P=760 mmHg), el kriptón no puede sublimar, solo puede pasar el sólido a líquido y de líquido a vapor.

II. En el gráfico se observa que a –160 °C, el kriptón experimenta dos cambios de estado: de sólido a l´íquido y de líquido a vapor.



III. Verdadera

Como la curva de fusión (curva TB) está inclinada hacia la derecha, la densidad del kriptón sólido es mayor que la kriptón líquido.

Rpta.: E

PROBLEMA 5: Si hacemos reaccionar 5×10^{-3} moles de H_2SO_4 con 1×10^{-4} moles de $BaCl_2$, se obtiene $BaSO_{4(s)}$ de acuerdo a la siguiente ecuación:

$H_2SO_{4(ac)} + BaCl_{2(ac)} \rightarrow BaSO_{4(s)} + HCl_{(ac)}$

¿Cuántas gramos del producto obtenido quedará sin disolver al intentar solubilizarlo en 100 gramos de agua a 20°C?

Solubilidad del $BaSO_4$ a 20°C = $2,4 \times 10^{-3}$ g/100 g H_2O

Masas atómicas: Ba = 137,3, S = 32; O = 16

A) $2,33 \times 10^{-2}$ B) $2,09 \times 10^{-2}$ C) $2,4 \times 10^{-3}$

D) $4,8 \times 10^{-3}$ E) $5,0 \times 10^{-3}$

Resolución:

En la reacción química

$$\overline{M} = 233,3$$

$$1H_2SO_{4(ac)} + 1BaCl_{2(ac)} \rightarrow 1BaSO_{4(s)} + 2HCl_{(ac)}$$

$$1\,mol \text{ —— } 1\,mol \text{ ———— } 233,3\,g$$

$$5 \times 10^{-3}\,mol \text{ —— } 1 \times 10^{-4}\,mol \text{ ———— } m_{BaSO_4}$$

Identificamos el reactivo limitante (RL) y el reactivo en exceso (RE).

$$H_2SO_4 : \frac{5 \times 10^{-3}}{1} = 5 \times 10^{-3} \text{ (reactivo en exceso)}$$

$$BaCl_2 : \frac{1 \times 10^{-4}}{1} = 1 \times 10^{-4} \text{ (reactivo limitante)}$$

Con el reactivo limitante se halla la masa del $BaSO_4$

$$m_{BaSO_4} = 2,33 \times 10^{-2} g$$

Por dato de solubilidad

$$S^{20°C}_{BaSO_4} = \frac{2,4 \times 10^{-3} g}{100 g H_2O}$$

Luego, en 100g de H_2O se disuelve máximo

$2,4\ 10^{-3}$ g de $BaSO_4$ a 20°C.

$$m_{BaSO_4} = 2,33 \times 10^{-2} g - 2,4 \times 10^{-3} g$$

(sin disolver)

$$= 2,09 \times 10^{-2} g$$

Rpta.: B

TEMARIO QUÍMICA

N°	TEMA
1	Materia y Energía - Temperatura
2	El átomo - Modelos Atómicos - Química Nuclear
3	Configuración Electrónica - Números Cuánticos
4	Tabla Periódica y sus Propiedades
5	Formulación y Nomenclatura Inorgánica
6	Cálculos Químicos
7	Enlace Químico - Geometría y Fuerzas Intermoleculares
8	Estados Condensados de la Materia
9	Estado Gaseoso - Mezcla de Gases
10	Reacciones Químicas - Estequiometría
11	Sistemas Dispersos - Soluciones
12	Cinética y Equilibrio Químico
13	Ácidos y Bases
14	Electroquímica
15	Petróleo e Hidrocarburos
16	Compuestos Orgánicos Oxigenados y Nitrogenados
17	Contaminación - Química Aplicada

Teléfonos: 424 - 6350

992 - 796104

/ fondoeditorialrodo

editorialrodo@gmail.com